BIBLIOGRAFÍA BÁSICA COMPAGINADA

QUÍMICA GENERAL PARA INGENIERÍA EN ELECTRÓNICA

COMISIÓN 2014-02

Profesores: Lic. Miranda Orellano y Dr. Francisco Devescovi

PARTE 1

Unidad 1. Sistemas materiales

Unidad 2. Átomos y moléculas

Unidad 3. Gases

Unidad 4. Estructura atómica y molecular - Uniones Químicas - Interacciones intermoleculares Reacciones Químicas

Unidad 5. Soluciones

Química Básica

TERCERA EDICIÓN

Di Risio
Roverano
Vazquez

Química Básica

TERCERA EDICIÓN

AUTORES

Cecilia D. Di Risio
Mario Roverano
Isabel M. Vazquez

EDUCANDO

Di Risio, Cecilia
Química básica / Cecilia Di Risio ; Isabel Vazquez ; Mario Roverano. - 3a ed. - Buenos Aires : C.C.C. Educando, 2009.
480 p. ; 22x24 cm.

ISBN 978-987-9419-62-5

1. Quimica. I. Vazquez, Isabel II. Roverano, Mario III. Título
CDD 540

AUTORES

Dra. Cecilia D. Di Risio
Profesora Titular
Univesidad de Buenos Aires
Universidad de Belgrano

Dra. Isabel M. Vazquez
Profesora Adjunta
Universidad de Buenos Aires

Lic. Mario Roverano
Profesor Adjunto
Universidad de Buenos Aires
Profesor Titular
Profesorado del CONSUDEC

Diseño y diagramación paradoGma
© Editorial CCC Educando
Av. Warnes 2361/5 (1417)
Capital Federal
Con una tirada de 2.000 ejemplares
Impreso en Argentina
Queda hecho el depósito que previene la ley 11.723

ISBN 978-987-9419-62-5

No se permite la reproducción total o parcial, de este libro, ni su almacenamiento en un sistema informático, ni su transmisión en cualquier forma o por cualquier medio, electrónico, mecánico, fotocopia u otros métodos, sin el permiso previo del editor.

Prólogo: algunas palabras acerca de este libro

Este libro está dirigido a los estudiantes que se ponen en contacto con la Química a nivel universitario por primera vez, con el objeto de brindarles una herramienta útil y eficaz para iniciarse en el mundo de la Química.

Lo escribimos porque hemos percibido que los alumnos, en los primeros años de estudio de la Química, necesitan disponer de un texto que complemente la labor del docente en el aula, que incluya tanto los principios fundamentales de la disciplina como ejemplos de ejercicios numéricos resueltos en detalle. Esperamos que este libro brinde al estudiante un camino accesible para iniciarse en esta ciencia, ya que está diseñado para cursos básicos, normalmente semestrales. Hemos dado particular importancia a la adquisición de las herramientas que permiten incorporar los conceptos fundamentales de la Química. En este texto básico se prefirió explicar y remarcar conceptos fundamentales antes que desarrollar exhaustivamente algunos temas, para preparar adecuadamente al estudiante y facilitarle la comprensión correcta en cursos posteriores.

El libro ha sido dividido en doce capítulos en los que se incluye una serie de ejercicios de aplicación de los contenidos tratados en el mismo, con la mayoría de las respuestas. Luego de una introducción general, los Capítulos 2, 3, 4, y 5 introducen el estudio de la visión submicroscópica de la materia, con referencias a la integración con los fenómenos macroscópicos que se detallan más adelante. El Capítulo 6 comienza a integrar las propiedades submicroscópicas con las observables macroscópicamente, mediante el estudio de la forma de moléculas sencillas y las fuerzas entre partículas, que permiten explicar muchas de las propiedades de las sustancias. El Capítulo 7 proporciona al estudiante una introducción al estudio de compuestos simples del carbono, que se explican con cierto detalle. Además se describen de manera sencilla, diversos compuestos de interés biológico. El conocimiento básico de los distintos tipos de compuestos permitirá al estudiante analizar a posteriori propiedades y comportamiento de diferentes sustancias químicas, y de esta manera acceder a un nivel general de conocimientos. En los Capítulos 8, 9 y 10 se detallan propiedades de las soluciones y los gases, y la estequiometría de las reacciones. En los Capítulos 11 y 12 se trata el concepto de equilibrio químico, detallando particularmente el de ácido-base, y se presentan numerosos ejemplos de cálculo, así como una abundante ejercitación.

Asimismo, en varios de los capítulos anexamos apéndices con tablas y datos, y secciones que permiten ampliar y profundizar los temas tratados, conectando la Química con las experiencias cotidianas. En el apéndice del Capítulo 5, se incluye una sección donde se explican cómo pueden escribirse las fórmulas y nombrar los compuestos inorgánicos.

Química Básica es el resultado de nuestra extensa experiencia docente y de innumerables intercambios de opiniones entre nosotros y varios de nuestros colegas, a los que agradecemos el habernos alentado para escribirlo. Como suele suceder cuando un trabajo como el que emprendimos ve la luz por primera vez, puede haber ocurrido que se hayan deslizado algunos errores involuntarios o que ciertas explicaciones sean factibles de ser mejoradas. Cualquier sugerencia y comentario constructivo será muy bien recibido por nosotros.

Agradecemos a todos los que nos han aportado valiosas críticas y sugerencias. En particular, queremos reconocer a Delia y Ricardo su gran colaboración tanto en la revisión crítica de cada capítulo como en los comentarios y opiniones acertadas, así como el aliento permanente que nos brindaron ellos y Mario; probablemente sin todos ellos difícilmente estas páginas hubieran sido publicadas. También hacemos extensivo nuestro agradecimiento a los diseñadores, por la paciencia que han tenido con nosotros.

Finalmente, esperamos que nuestro libro estimule al estudiante y le sea útil para comenzar a construir una base para el conocimiento de esta disciplina, que le permita seguir profundizando en estos y otros tópicos, en el amplio y complejo mundo de la Química.

Cecilia D. Di Risio Mario Roverano Isabel M. Vazquez

índice

1_EL MUNDO DE LA QUÍMICA

INTRODUCCIÓN 16
LA MATERIA 16
Masa, peso y energía 17
LA MATERIA Y SUS ESTADOS 18
El modelo cinético 19
Los cambios de estado 21
LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES 23
LOS SISTEMAS MATERIALES 24
Clasificación de los sistemas materiales 25
LAS SOLUCIONES 27
Aleaciones 28
SEPARACIÓN Y FRACCIONAMIENTO DE SISTEMAS MATERIALES 29
LAS SUSTANCIAS 30
Sustancias simples y compuestas 31
Los elementos y sus símbolos 32
COMPOSICIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES 34
LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA 37
Equivalencia entre masa y energía 38
EJERCICIOS 40

2_ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

INTRODUCCIÓN 50
¿De qué está hecho el Universo? 50
Dalton y Avogadro 50
LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR 52
FORMULAS Y MODELOS MOLECULARES 53
Las fórmulas químicas 53
Los modelos moleculares 55
SUSTANCIAS MOLECULARES, IÓNICAS Y METALES 56
LA COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS 58
Las partículas subatómicas 59
El núcleo atómico 61
El tamaño de los atómos 61
El número atómico y el número másico 62
MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR 66
La unidad de masa atómica 67
La masa atómica promedio 68
EL CONCEPTO DE MOL 70
La cantidad de sustancia 70
La constante de Avogadro 71
LA MASA MOLAR 73
La masa molar de un elemento 73
La masa molar de una sustancia 74
EJERCICIOS 79

3_ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

INTRODUCCIÓN 86
Breve reseña histórica 86
LA NATURALEZA DE LA LUZ 87
EL MODELO DE BOHR PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO 92
Los espectros 92
Postulados de Bohr 93
EL MODELO ACTUAL 95
La mecánica cuántica 97
El concepto de orbital 98
Los orbitales y los números cuánticos 100
LOS ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS 102
Atracciones y repulsiones 102
Configuraciones electrónicas 104
Configuración electrónica externa 110
EJERCICIOS 111

4_CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

INTRODUCCIÓN 118
Tríadas y octavas 118
Mendeleev y su tabla 119
LA TABLA ACTUAL 122
El último ordenamiento 122
Descripción de la Tabla Periódica 123
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y TABLA 125
CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS 129
Elementos representativos (bloques s y p) 129
Elementos de transición (bloque d) 132
Elementos de transición interna (bloque f) 132
PROPIEDADES PERIÓDICAS 132
Radio atómico 132
Radio iónico 135
Energía de ionización 137
Electronegatividad 139
EJERCICIOS 142

5_ENLACES QUÍMICOS

INTRODUCCIÓN 150
Los electrones de valencia 150
Los símbolos de Lewis 151
LOS ENLACES QUÍMICOS 151
Las primeras teorías 151
Cómo se unen los átomos 154
EL ENLACE COVALENTE 155
Cómo escribir estructuras de Lewis 159
Excepciones a la regla del octeto 162
Polaridad de los enlaces 163
EL ENLACE IÓNICO 165
Carácter iónico parcial 167
Estructuras de Lewis de iones y de compuestos iónicos 167
RESONANCIA 170
EL ENLACE METÁLICO 172
EJERCICIOS 175

6_LA FORMA DE LAS MOLÉCULAS Y SUS INTERACCIONES

INTRODUCCIÓN 190
LA FORMA DE LAS MOLÉCULAS 190
La Teoría de Repulsión Electrónica de los Pares Electrónicos de Valencia 192
LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS 198

Determinación de momentos dipolares 199
INTERACCIONES ENTRE PARTÍCULAS Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS 205
Fuerzas de London 206
Fuerzas dipolares 207
Interacciones de hidrógeno 209
EJERCICIOS 219

7_COMPUESTOS DEL CARBONO

INTRODUCCIÓN 224
Familias y grupos funcionales 225
Clases de compuestos orgánicos 227
HIDROCARBUROS 228
Alcanos 228
Alquenos 235
Alquinos 238
Hidrocarburos aromáticos 239
Compuestos halogenados 241
COMPUESTOS OXIGENADOS 242
Alcoholes 242
Éteres 243
Aldehídos y cetonas 244
Ácidos carboxílicos 245
Ésteres 246
COMPUESTOS NITROGENADOS 246
Aminas 247
Amidas 247
Nitrilos 248
ISOMERÍA 249
Isomería estructural o plana 249
Estereoisomería 251
PROPIEDADES FÍSICAS Y ESTRUCTURA MOLECULAR 260
Puntos de ebullición de sustancias orgánicas 261
Solubilidad de sustancias orgánicas en agua 267
POLÍMEROS Y BIOPOLÍMEROS 270
GRASAS Y ACEITES 280
EJERCICIOS 283

8_SOLUCIONES ACUOSAS

INTRODUCCIÓN 290
El proceso de disolución 291
CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES 293
Formas de expresar la concentración 294

DILUCIÓN Y CONCENTRACIÓN 304
¿Qué significa diluir? 304
¿Qué significa concentrar? 309
Mezcla de soluciones de un mismo soluto 310
SOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD 311
SOLUCIONES DE ELECTROLITOS 313
Electrolitos fuertes y débiles 315
EJERCICIOS 318

9_EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES
INTRODUCCIÓN 324
Variables de Estado 324
LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES 327
Relación Presión-Volumen (Ley de Boyle) 327
Relación Volumen-Temperatura (Ley de Charles) 328
Relación Volumen y número de moléculas (Ley de Avogadro) 329
La ecuación general del gas ideal 330
MEZCLA DE GASES 336
TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES 339
GASES REALES 341
La ecuación de Van der Waals 342
La ecuación virial 343
EJERCICIOS 345

10_LOS CAMBIOS QUÍMICOS
INTRODUCCIÓN 352
ECUACIONES Y REACCIONES 353
Ecuaciones químicas 353
Reacciones químicas 356
CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS 358
El reactivo limitante 361
Pureza de los reactivos 365
Rendimiento de una reacción 365
REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS 372
EJERCICIOS 374

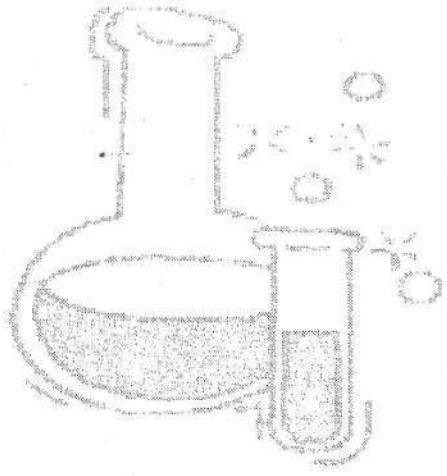
11_EQUILIBRIO QUÍMICO
INTRODUCCIÓN 382
Concepto de equilibrio dinámico 382
Equilibrio químico 383
LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO 386
Cálculos en el equilibrio químico 389
La posición de equilibrio y el valor de Kc 396

Evolución de un sistema hacia el equilibrio 398
MODIFICACIONES DEL EQUILIBRIO 400
Variación de la presión total o del volumen 400
Cambio en las cantidades de reactivos y/o productos 403
Variación de la temperatura del sistema 405
EJERCICIOS 410

12_ÁCIDOS Y BASES

INTRODUCCIÓN 418
CONCEPTO DE ÁCIDO Y DE BASE 418
Teoría ácido–base de Bronsted y Lowry 419
Autoionización del agua 422
CONCEPTO DE PH 423
FUERZA DE ÁCIDOS Y DE BASES 425
Ácidos fuertes 425
Bases fuertes 427
Ácidos débiles 428
Bases débiles 435
Fuerza de un ácido y de su base conjugada 439
Comportamiento ácido-base de las sales 441
SOLUCIONES REGULADORAS 442
La ecuación buffer 445
Acción reguladora 447
Cómo elegir un sistema buffer 450
EJERCICIOS 456

1 EL MUNDO DE LA QUÍMICA



1. **INTRODUCCIÓN**
2. **LA MATERIA**
   Masa, peso y energía
3. **LA MATERIA Y SUS ESTADOS**
   El modelo cinético
   Los cambios de estado
4. **LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES**
5. **LOS SISTEMAS MATERIALES**
   Clasificación de los sistemas materiales
6. **LAS SOLUCIONES**
   Aleaciones
7. **SEPARACIÓN Y FRACCIONAMIENTO DE SISTEMAS MATERIALES**
8. **LAS SUSTANCIAS**
   Sustancias simples y compuestas
   Los elementos y sus símbolos
9. **COMPOSICIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES**
10. **LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA**
    Equivalencia entre masa y energía

1_INTRODUCCIÓN

¿De qué están hechas las cosas? ¿Qué son las sustancias? ¿Y las soluciones? ¿Qué es la composición centesimal? Estas y otras preguntas intentaremos responder en este capítulo.

Cotidianamente oímos la palabra química pero, en general, no sabemos de qué se trata. Entonces surge la pregunta: ¿Qué es la Química? En nuestros días, la Química es una *herramienta* clave para conocer e interpretar nuestro mundo circundante, desde lo más pequeño como las partículas constituyentes de la materia, hasta la composición de las galaxias o los fenómenos de la vida.

Desde principios del siglo XIX, la Química ha tenido un desarrollo realmente vertiginoso. Hoy la Química es imprescindible para la evolución de otras ciencias. Está presente en la Biología, a través del estudio de la química celular, los microorganismos y las biomoléculas. En la Geología, al estudiar la composición de las rocas y los minerales. En Medicina, entre otros, en el estudio y aplicación de los medicamentos, en los métodos de diagnóstico de enfermedades y en el mejoramiento de la nutrición. En la industria aparecen constantemente mejores fibras sintéticas para la fabricación de ropas, metales más fuertes y mejores alimentos. En la agricultura, cada vez es más frecuente el uso de insecticidas y de fertilizantes químicos, para regular el crecimiento de las plantas.

Diariamente estamos en contacto con cambios que ocurren en la naturaleza: los árboles crecen, el agua se evapora, el carbón, la madera o el papel arden, el hierro se oxida. La química tiene que ver con todos estos cambios.

Los fenómenos descriptos corresponden a procesos del mundo ***macroscópico***, que podemos percibir con nuestros sentidos. La Química también se ocupa de interpretar y explicar cómo y por qué ocurren las cosas. Para ello es necesario internarse en la naturaleza íntima de la materia, que nos conduce a un mundo que no podemos ver ni tocar, sino apenas imaginar. ***Es el mundo submicroscópico***. El método científico para el avance de las ciencias, debe conciliar ambos mundos.

La Química es una ciencia experimental y como tal requiere de la observación y la experimentación, que provienen del mundo macroscópico. Pero, para explicar los hechos observados, se requiere de la creación de un modelo teórico a nivel submicroscópico. Es decir, una teoría basada en la formulación de hipótesis o suposiciones, a través de las cuales es posible explicar los hechos experimentales. Finalmente y a manera de resumen podemos dar una respuesta más formal a la primera pregunta:

La Química es la ciencia que estudia la naturaleza de la materia, sus propiedades, las modificaciones que se producen en su composición y los cambios de energía que acompañan a las mismas.

2_LA MATERIA

Nos relacionamos con el mundo que nos rodea a través de nuestros sentidos. Son ellos los que nos permiten percibir los objetos que están a nuestro alrededor. Pero, ¿De qué están hechas las cosas?

En principio, podemos decir que todo objeto está constituido por materia. Todo lo que nos rodea es de naturaleza material: una silla, un auto, un velero, un perro, nosotros. En general, todo lo que podemos ver o tocar está constituido por materia. Llamamos materia a todo aquello que nos rodea, ocupa un lugar en el espacio y es perceptible por nuestros sentidos.

La materia tiene masa y ocupa un lugar en el espacio; decimos que es extensa. El Universo que nos rodea está formado por materia y en él ocurren fenómenos físicos y químicos.

Toda porción limitada de materia recibe el nombre de ***cuerpo***. Es decir, un cuerpo es un objeto material caracterizado por su forma. Por ejemplo, son cuerpos una manzana, una silla, una pelota, el agua contenida en un vaso, ó el mismo vaso.

Masa, peso y energía

Ya hemos señalado que la materia está caracterizada por tener masa. Una esfera de plomo del tamaño y aspecto de una pelota de golf, se vería igual que una auténtica, aunque sería mucho más pesada. Imaginemos qué pasaría si golpeamos con un palo de golf a esta pelota. Evidentemente, apenas se movería. En cambio, si aplicamos el mismo golpe a una pelota verdadera ésta recorrería un gran camino. Esto ocurre debido a que la pelota de plomo ofrece mayor resistencia al golpe que la de golf.

La distinta resistencia que ofrecen los cuerpos al movimiento recibe el nombre de *inercia* y es una propiedad del cuerpo. La magnitud que mide la inercia de un cuerpo es la masa. La pelota de plomo tiene más inercia que la de golf y por lo tanto tiene mayor masa. Un objeto que tiene una masa grande presenta mucha resistencia al movimiento.

La unidad de masa adoptada por el Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA) es el kilogramo (kg). ¿En qué se diferencia la masa de un cuerpo de su peso?

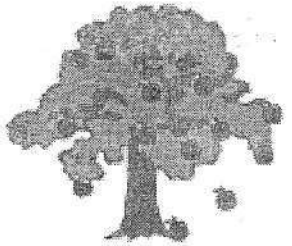
Todos sabemos que al soltar un objeto que sostenemos en la mano, se cae. Si preguntamos por qué se cae, a menudo escuchamos que es "**por la ley de la gravedad**". Esta ley fue descubierta por Isaac Newton, según cuenta la leyenda, cuando estando sentado a la sombra de un manzano observó cómo se caían las manzanas. La experiencia nos muestra que si soltamos un objeto que está suspendido en el aire, se cae. La explicación de este hecho es que debe actuar alguna fuerza sobre el objeto que lo hace caer.

Newton descubrió que entre dos cuerpos cualesquiera siempre existe una fuerza de atracción, que recibe el nombre de fuerza gravitatoria. Esta afirmación es conocida como ***Ley de Gravitación Universal***. La ley se extiende a todos los objetos del Universo. Por ejemplo, la Tierra atrae a la Luna y ésta atrae a la Tierra. De aquí surge el concepto de peso de un cuerpo:

El peso de un cuerpo en un lugar determinado de la Tierra, es la fuerza de atracción que ejerce la Tierra sobre él.

El peso y la masa son magnitudes distintas. La masa es una medida de la cantidad de materia de un cuerpo y es una constante propia del mismo. El peso, en cambio, es una fuerza y varía ligeramente con el lugar de la Tierra donde se mida. Los químicos no usan el peso sino la masa.

Por otra parte, lo que permite que los hombres caminen, las plantas crezcan, los autos



Isaac Newton
Nació el 25 de diciembre de 1642 en Inglaterra. Matemático y físico genial, se destacó por haber desarrollado las leyes del movimiento a las que están sujetos los cuerpos. Falleció en 1727, a los ochenta y cinco años.

corran, los trenes funcionen, lo podemos sintetizar en una sola palabra: **Energía**.

A diferencia de la materia, no la podemos ver ni tocar, sólo la percibimos a través de sus efectos. Los científicos reconocen principalmente dos formas básicas de energía mecánica: la energía potencial y la cinética.

La energía potencial (Ep) es básicamente la capacidad que tiene un cuerpo de realizar trabajo debido a la posición que ocupa respecto de la superficie de la Tierra. Por ejemplo, el agua que se encuentra en la parte superior de una cascada, tiene energía potencial, porque puede caer. También posee energía potencial una piedra suspendida en el aire, porque tiene la posibilidad de caer. En cambio, una pelota que ha caído sobre la playa no tiene más posibilidad de caer y por lo tanto no posee energía potencial. Cuanto más alto se halla un objeto, mayor es su energía potencial.

La energía cinética (Ec), en cambio, está asociada al movimiento de un cuerpo. Por ejemplo, el agua que cae en una cascada, o un atleta corriendo.

La energía cinética de un cuerpo puede calcularse mediante la fórmula $Ec = \frac{1}{2} m \times v^2$, donde m es la masa del cuerpo y v su velocidad. Cuanto mayor es la velocidad de un objeto mayor es su energía cinética.

Diariamente estamos en contacto con distintas manifestaciones de la energía. Por ejemplo, cuando conectamos una plancha, ésta recibe energía eléctrica que luego se transforma en calor ***(energía calórica)***. Si encendemos una lamparita, la energía eléctrica calienta el filamento de tungsteno, que devuelve la energía adquirida en forma de luz ***(energía radiante)***. Las pilas que usamos a diario, proveen energía eléctrica a expensas de ***energía química***. Estos ejemplos nos indican que la energía se presenta de distintas formas que pueden convertirse unas en otras.

Como veremos más adelante, Albert Einstein postuló la equivalencia entre la masa en reposo de un cuerpo y la energía, expresada por la famosa ecuación $E = m \times c^2$, donde c es la velocidad de la luz.

3_LA MATERIA Y SUS ESTADOS

El plasma

A muy altas temperaturas existe un cuarto estado de la materia: el plasma. Bajo condiciones extremas la materia se separa en partículas positivas y negativas. Un ejemplo del plasma lo constituye la superficie del sol. A una temperatura de aproximadamente 6000°C, los átomos del hidrógeno y del helio se dividen en partículas subatómicas.

La materia se presenta en tres estados fisicos diferentes denominados ***estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso***. Por ejemplo, tanto un trozo de madera como uno de carbón son sólidos; el agua o el alcohol común son líquidos; el aire o el gas natural con que cocinamos, son gases.

Los **sólidos** tienen forma y volumen propios y prácticamente no se los pueden comprimir (son incompresibles). A nivel submicroscópico, es el estado más ordenado y las partículas que lo constituyen forman un conjunto compacto, que les impide trasladarse.

Los **líquidos**, en cambio, si bien tienen volumen propio, adoptan la forma del recipiente que los contiene. Son poco compresibles, y sus partículas pueden deslizarse unas sobre otras, lo cual les posibilita fluir. El estado líquido es más desordenado que el sólido, pero menos que el gaseoso.

Finalmente **los gases**, no tienen forma ni volumen propios. Ocupan todo el espacio del recipiente que los contiene y se comprimen fácilmente. Es el estado de máximo desorden y sus partículas se mueven al azar.

Tanto los líquidos como los gases presentan la propiedad de moverse progresivamente de una parte a otra, es decir, fluyen. Por esta razón se los conoce con el nombre de ***fluidos***.

Cotidianamente estamos en contacto con materiales diferentes que se hallan en distintos

estados. Por ejemplo, cuando abrimos una canilla (cuerpo sólido) nos encontramos con agua (líquido) que *fluye* por ella. Haciendo lo propio con una perilla de la cocina, se escapa el gas que también *fluye*.

Para explicar los hechos observados en el mundo macroscópico, hay que estudiar la estructura de la materia y para ello es indispensable recurrir al mundo submicroscópico. Podemos imaginar este mundo, admitiendo que está constituido por partículas tan pequeñas, que no pueden ser percibidas directamente por nuestros sentidos ni aún en el microscopio más potente. Partiendo de la base que la materia está formada por minúsculas partículas invisibles, podemos representar, a nivel submicroscópico, los tres estados de la materia de la siguiente manera:

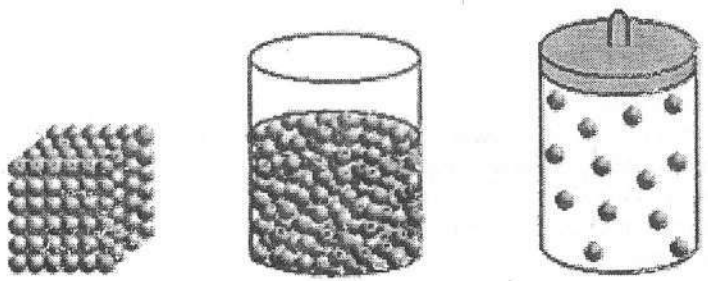


Figura 1.1: Visión submicroscópica de los estados de agregación de la materia.

En la Figura 1.1 podemos apreciar que el sólido tiene forma y volumen propio, el líquido adopta la forma del recipiente, mientras que el gas ocupa todo el espacio disponible sin tener forma ni volumen propio.

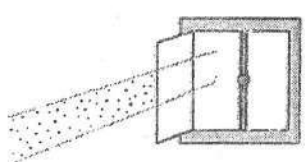
Una manera útil de representar la materia a nivel submicroscópico, es mediante dibujos esquemáticos, que simbolizan un ínfimo número de partículas, representativo de toda la muestra.

Cap. 2

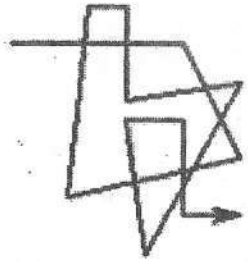
El modelo cinético

A los efectos de explicar la naturaleza de sólidos, líquidos y gases, es conveniente analizar el comportamiento de las partículas que los constituyen.

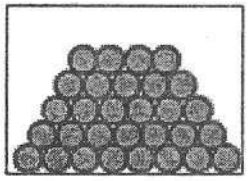
Cuando dejamos pasar los rayos del sol a través de una ventana, es muy frecuente observar partículas de polvo suspendidas en el aire, que se mueven continuamente en distintas direcciones como impulsadas por fuerzas invisibles. En 1827, Robert Brown observó un movimiento similar en pequeñas partículas sólidas (granos de polen) suspendidas en un gas o en un líquido. El movimiento era al azar en forma de zigzag y más intenso cuanto menor era la partícula suspendida y más elevada la temperatura. Este fenómeno es conocido con el nombre de movimiento browniano, en homenaje a su descubridor.



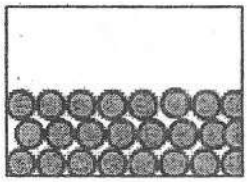
Podemos explicar este hecho suponiendo que las partículas del gas o del líquido se mueven y chocan a las partículas del sólido suspendido, a las que les confieren su movimiento.



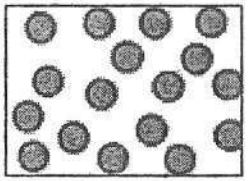
Trayectoria de un movimiento browniano



Estado sólido



Estado líquido



Estado gaseoso

Hacia 1860 Maxwell y Boltzmann, con el objeto de dar una interpretación general de este fenómeno, propusieron la **teoría cinética de la materia**, basada en los enunciados siguientes:

- *Las partículas constituyentes de la materia están en movimiento, es decir, poseen energía cinética.*
- *Cuanto mayor es la temperatura tanto mayor es la energía cinética media (promedio) de las partículas.*
- *Entre las partículas que componen la materia existen fuerzas de atracción.*

De acuerdo con esta teoría los químicos explicaron las características de sólidos, líquidos y gases, según:

- **Sólidos**

Las partículas del sólido se atraen entre sí con gran intensidad, de tal modo que su energía cinética no es suficiente para que se deslicen. Están situadas muy cerca unas de otras, ocupando posiciones fijas en el espacio y formando, en general, un ordenamiento regular que se mantiene en todo el sólido. Esto hace que los sólidos tengan forma y volumen propios y que al aumentar la presión su volumen prácticamente no varíe (son incompresibles). La energía cinética se pone de manifiesto por vibraciones alrededor de una posición fija.

- **Líquidos**

En los líquidos las partículas se atraen con menor intensidad que en los sólidos, pero la atracción es suficiente como para que estén muy cerca unas de otras. Por ello, los líquidos son casi incompresibles. Sin embargo, a diferencia de los sólidos, las partículas de los líquidos gozan de cierta libertad como para deslizarse unas sobre otras. Por esta razón los líquidos pueden fluir. Además, como las partículas del líquido no mantienen posiciones fijas, pueden adaptarse a la forma del recipiente que los contiene. Tienen volumen propio aunque no forma propia.

- **Gases**

No tienen ni forma ni volumen propio. Las partículas de los gases chocan entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene. Prácticamente no se atraen, por lo cual se encuentran muy alejadas unas de otras, ocupando todo el espacio que tienen disponible. Esto explica la gran compresibilidad de los gases, dado que un aumento de la presión implica una disminución de la distancia entre las partículas, disminuyendo el volumen, como se muestra en la Figura 1.2.

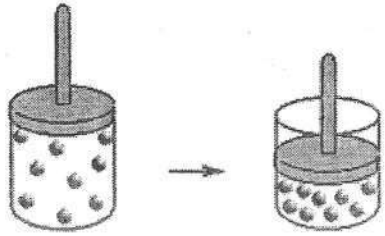


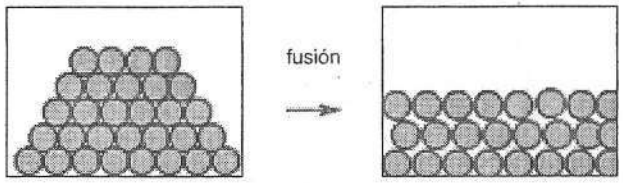
Figura 1.2: Vista submicroscópica de la compresión de un gas.

Los cambios de estado

La experiencia nos muestra que es posible pasar de un estado de agregación de la materia a otro.

Por ejemplo, todos sabemos que si dejamos durante un tiempo a temperatura ambiente (20°C) un trozo de hielo (agua en estado sólido), éste se derrite formando agua al estado líquido. El hielo se ha fundido y este proceso recibe el nombre de fusión. Durante la fusión del hielo la temperatura permanece constante en 0°C.

La fusión es el pasaje del estado sólido al líquido. En los siguientes esquemas de partículas, representamos este proceso a nivel submicroscópico.



Estado sólido Estado gaseoso

Las partículas pasan de un estado bien ordenado en el sólido a un estado más desordenado en el líquido.

Podemos comprobar experimentalmente que durante cualquier proceso de fusión, la temperatura no cambia. La temperatura a la cual ocurre la fusión depende de la sustancia en cuestión y de la presión a la que se realiza.

El punto de fusión es la temperatura a la cual un sólido funde a una presión determinada **PUNTO DE FUSIÓN**

Si la fusión se realiza a presión atmosférica normal (1013 hPa), esta temperatura se denomina ***punto de fusión normal.***

Si luego de la fusión del hielo calentamos el agua obtenida, la temperatura aumenta hasta llegar a los 100°C, donde permanece constante. A esta temperatura observamos que el agua hierve. Este proceso que ocurre en toda la masa del líquido, recibe el nombre de ebullición.

Ebullición: *es el pasaje de líquido a vapor que tiene lugar en toda la masa del líquido, a una temperatura y presión determinadas.*

Durante la ebullición de cualquier líquido, la temperatura permanece constante. La temperatura a la cual un líquido hierve depende de la naturaleza del mismo y de la presión.

PUNTO DE EBULLICIÓN *Es la temperatura a la cual un líquido hierve a una presión determinada*

Si la ebullición ocurre a presión atmosférica normal, esta temperatura recibe el nombre de ***punto de ebullición normal.***
Los puntos de fusión y de ebullición son propios de cada sustancia.

Ahora bien, es evidente que luego de lavar el piso éste se seca a temperatura ambiente. Lo mismo ocurre cuando ponemos a secar ropa, o cuando se seca nuestro cabello luego de lavarlo. Estos hechos nos indican que el agua pasa de líquido a vapor aún a temperatura ambiente. Este proceso ocurre en la superficie del líquido a cualquier temperatura y se denomina evaporación:

Evaporación: *es el pasaje de líquido a vapor que se produce desde la superficie de un líquido a cualquier temperatura.*

En conclusión, la diferencia esencial entre evaporación y ebullición reside en que la evaporación ocurre a cualquier temperatura y sólo desde la superficie, mientras que la ebullición se produce a una temperatura determinada, para una presión dada, y en todo el líquido. Ambos procesos suelen nombrarse mediante la palabra **vaporización.**

Los pasajes que experimenta la materia de un estado de agregación a otro, como consecuencia de absorción o liberación de calor, se denominan ***cambios de estado***. Pueden lograrse mediante la variación de la temperatura, de la presión o de ambas a la vez.

Estos cambios que no producen alteraciones en la composición de la materia, son **transformaciones físicas.** Reciben nombres característicos. Los más utilizados son los que indicamos en el siguiente esquema:

Figura 1.3: Esquema de los cambios de estado de la materia.

Cuando se entrega calor a una sustancia, aumenta la velocidad media de las partículas que la componen hasta alcanzar la energía suficiente para producir el cambio de estado.

Cotidianamente podemos presenciar los distintos cambios de estado de la materia. Por ejemplo:

- Cuando calentamos cera, o cuando se producen los deshielos en el verano, estamos en presencia de procesos de fusión.

- En el congelamiento de los lagos en invierno, o en la formación de hielo en las heladeras, se produce la **solidificación**.
- Son ejemplos de **vaporización**, la ebullición del agua, la evaporación de un solvente, la evaporación del agua en el proceso de formación de las salinas, etc.
- La **condensación** se presenta en la formación de las nubes, o de la niebla, o en las gotitas de agua que aparecen sobre el vidrio de una ventana, en épocas de bajas temperaturas.
- La **volatilización** ocurre por ejemplo, con la naftalina que colocamos en la ropa como antipolillas, o cuando exponemos "hielo seco" al aire.
- Cuando el iodo al estado gaseoso es enfriado, se obtienen cristales por **sublimación**.

4_ LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES

Los cuerpos presentan diversas características que permiten distinguirlos entre sí, que son sus propiedades. La densidad, el punto de ebullición, el color, el volumen y la masa, son ejemplos de propiedades.

Las propiedades como la masa, el peso y el volumen que varían con la cantidad de materia considerada, se denominan propiedades extensivas.

Las propiedades extensivas son las que dependen de la cantidad de materia considerada, es decir, dependen de la masa del sistema.

PROPIEDADES EXTENSIVAS

Las propiedades extensivas deben medirse sobre toda la porción de materia sometida a estudio y no permiten identificar un material. En efecto, la plata y el platino pulidos son metales grises y brillantes que pueden confundirse. Midiendo las masas o los volúmenes de dos muestras de ambos metales no podemos discernir cuál es cuál. Por eso, para identificar un material es necesario analizar otras propiedades que lo caractericen.

Hemos visto que tanto la masa de una sustancia como el volumen que ocupa son propiedades extensivas. Sin embargo, si efectuáramos el cociente entre la masa y el volumen, para distintas muestras de una misma sustancia, encontraríamos siempre el mismo valor. Este cociente entre la masa (m) y el volumen (v) de una sustancia se denomina ***densidad*** y se simboliza mediante la letra griega delta:

$$\delta = m/v$$

La densidad no depende de la cantidad de material considerado. Además, como cambia de una sustancia a otra, es característica de cada sustancia y permite distinguirlas. En nuestro ejemplo podemos distinguir la plata del platino midiendo sus densidades. La densidad de la plata es 10,5 g/cm^3 y la del platino 21,4 g/cm^3.

Propiedades como la densidad, cuyos valores no cambian con la cantidad de materia considerada, se denominan **propiedades intensivas**.

PROPIEDADES INTENSIVAS

Son aquellas que no dependen de la cantidad de materia considerada, es decir, no dependen de la masa del sistema.

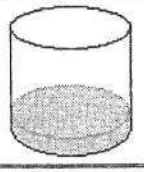
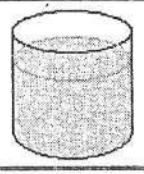
El agua presenta un comportamiento particular, ya que alcanza el máximo valor de su densidad (δ =1 g/cm^3), a 4°C. A temperaturas inferiores o superiores a 4°C, la densidad del agua disminuye ligeramente. Esta característica única del agua, nos indica que el hielo es menos denso que el agua al estado líquido. Por esta razón el hielo flota en el agua, y los lagos se congelan sobre la superficie.

Las propiedades intensivas están determinadas por la naturaleza del material considerado y no por la cantidad de materia que contiene, por lo tanto pueden medirse sobre cualquier porción del sistema. Son ejemplos de propiedades intensivas la densidad, el punto de fusión, el punto de ebullición, la dureza, la conductividad eléctrica y la conductividad térmica.

Las propiedades intensivas son características del material y permiten identificarlo. Así por ejemplo, el punto de ebullición normal del agua es 100°C y el del alcohol etílico es 78,0°C. Luego, una manera de diferenciar una muestra de agua de otra de alcohol es determinar sus puntos de ebullición normales.

Por otra parte, la densidad de los sólidos, líquidos o gases depende de la temperatura, debido a que el volumen cambia con la misma. En general, a medida que aumenta la temperatura de un cuerpo, aumenta su volumen y por lo tanto disminuye la densidad.

En la siguiente tabla se indican los valores de algunas propiedades para dos muestras de agua a 4°C, que muestran que las propiedades extensivas, cambian según el tamaño de la muestra, mientras que las intensivas no.

PROPIEDAD	**TIPO DE PROPIEDAD**		
volumen de agua	extensiva	10 cm^3	100 cm^3
masa de agua	extensiva	10 g	100 g
densidad del agua	intensiva	1,00 g/cm^3	1,00 g/cm^3
punto de ebullición normal	intensiva	100°C	100°C

5_LOS SISTEMAS MATERIALES

Para efectuar un análisis de sangre un bioquímico necesita extraer una muestra. La misma es su objeto de estudio y constituye un sistema material. Para estudiar las propiedades del agua contenida en un vaso, es suficiente tomar una muestra de la misma, la cual constituye otro sistema material. Lo mismo podemos decir de un trozo de oro, o de una botella con agua mineral, o de la propia botella. En general, todo aquello que sea de nuestro interés específico, es un sistema material. Todo cuerpo o conjunto de cuerpos que es objeto de nuestro estudio es un **sistema material**.

Clasificación de los sistemas materiales

Los sistemas pueden clasificarse desde dos puntos de vista:

1.- Según su interacción con el medio que los rodea

- **Sistemas abiertos**:

Son aquellos que intercambian materia y energía (en general en forma de calor) con el medio que los rodea.

Por ejemplo, una botella abierta que contiene perfume, permite el intercambio de su vapor (masa) con el medio ambiente a través de la boca y de calor (energía) por las paredes de la botella. Fig. 1.4 (a).

- **Sistemas cerrados:**

Son los que no intercambian materia, pero sí energía con su entorno.

Si ahora cerramos la botella con un tapón, impedimos que los vapores de los componentes del perfume se escapen hacia el exterior. Ahora tenemos un sistema cerrado, dado que no hay intercambio de materia con el medio ambiente aunque puede intercambiar energía en forma de calor. Fig. 1.4 (b).

- **Sistemas aislados:**

Son aquellos que no intercambian ni materia ni energía con el medio ambiente.

Si a la botella cerrada la aislamos rodeándola con una cubierta aislante, estamos en presencia de un sistema aislado. Este sería el caso de un termo.

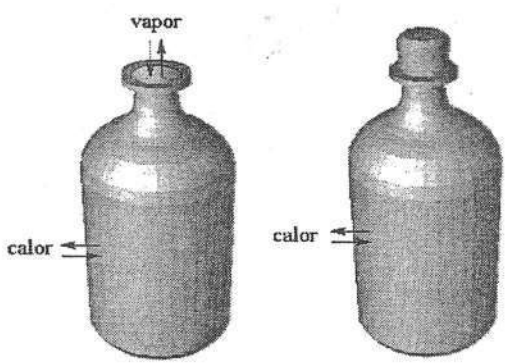
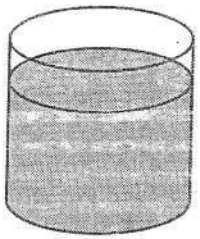


Figura 1.4: Ejemplo de sistema abierto (a) y cerrado (b)



Sistema homogéneo, formado por el agua contenida en un recipiente.

2.- Según las propiedades de la materia

• **Sistemas homogéneos:**

Podemos decir, casi intuitivamente, que un sistema homogéneo es uniforme y no presenta ningún límite de separación.

Supongamos que tenemos un recipiente con agua y extraemos una muestra del líquido con el objeto de determinar su punto de ebullición a presión normal. Al efectuar la determinación observamos que el valor obtenido es 100 °C. Si hacemos lo mismo con otra muestra extraída del mismo recipiente, también encontraremos el mismo resultado. Se hace evidente que cualquiera sea la muestra de agua que tomemos, el punto de ebullición es el mismo. Más aún: cualquier otra propiedad intensiva que determinemos, como por ejemplo la densidad, es la misma en todo el sistema. Decimos entonces que la muestra de agua es homogénea.

Los sistemas homogéneos son aquellos en los que sus propiedades intensivas no cambian a lo largo de todo el sistema, es decir, cualquier porción del sistema tiene los mismos valores de sus propiedades intensivas que el resto.

Así por ejemplo, un trozo de oro puro, una muestra de agua salada, o el gas contenido en una garrafa, son ejemplos de sistemas homogéneos.

• **Sistemas heterogéneos:**

Si al recipiente con agua del ejemplo anterior, le agregamos unas gotas de aceite, veremos que éste flota en el agua. Esto se debe a que la densidad del aceite es menor que la del agua. El sistema dejó de ser un sistema homogéneo, porque el aceite no tiene las mismas propiedades intensivas que el agua.

Son sistemas heterogéneos, aquellos cuyos valores de las propiedades intensivas varían según la porción del sistema considerado.

Una bebida enfriada con cubitos de hielo es otro ejemplo de un sistema heterogéneo, porque las propiedades intensivas del hielo son distintas que las de la bebida.

Estos ejemplos nos muestran que los sistemas heterogéneos no son uniformes, sino que presentan partes, como agua/aceite o bebida/hielo, separadas por superficies de discontinuidad bien definidas. Cada una de esas partes que tiene iguales valores de las propiedades intensivas, constituye una ***fase*** del sistema.

FASE — *Es cada porción de un sistema material con iguales valores de sus propiedades intensivas*

Podemos afirmar que todo sistema homogéneo está constituido por una sola fase (**monofásico**), mientras que un sistema heterogéneo tiene dos o más fases (**polifásico**).

En la Figura 1.5 a) se representa un vaso con agua y un clavo de hierro, que constituyen

un sistema heterogéneo formado por dos fases: agua y clavo, que corresponden a dos componentes (agua y hierro). En b) hay un vaso con agua y un cubito de hielo, también tiene dos fases (agua y hielo), pero en este caso un solo componente: el agua. Finalmente en el sistema c) tenemos un vaso con agua, dos cubitos de hielo, clavos de hierro y limaduras de hierro, que tiene tres fases (hielo, hierro y agua) y dos componentes (hierro y agua).

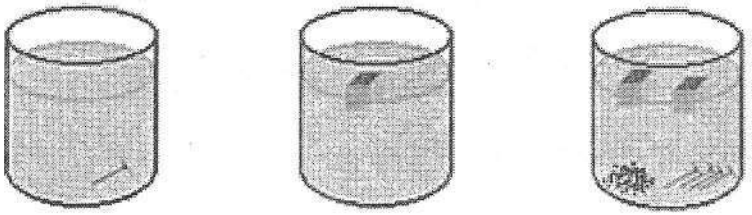


Figura 1.5: Ejemplos de sistemas heterogéneos.

Hemos visto hasta aquí algunos ejemplos de sistemas homogéneos y de heterogéneos, clasificados así por la observación de los mismos a simple vista. Ahora bien, que un sistema sea homogéneo o heterogéneo depende del método que se utilice para observarlo. Algunos sistemas que parecen homogéneos a simple vista, pueden ser heterogéneos al observarlos en el microscopio. Por ejemplo, a simple vista, tanto la leche como la tinta china o la sangre aparecen como sistemas homogéneos, pero vistos al microscopio podemos observar pequeñas partículas dispersas en un medio líquido. Desde este punto de vista se trata de sistemas heterogéneos.

Por consiguiente, para reconocer si un sistema es homogéneo o heterogéneo debemos establecer algún criterio.

Adoptaremos como norma para decidir si un sistema es homogéneo, que todas las partículas que lo componen tengan un diámetro menor que 1 nanometro (1nm = 10^{-9} m), que es el límite visible al microscopio. En caso contrario consideraremos que el sistema es heterogéneo. Por lo tanto:

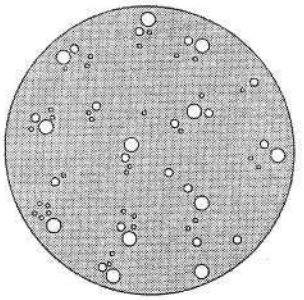
$$\text{Si la mayor partícula del sistema es} \begin{cases} < 1\,\text{nm} \Rightarrow \text{homogéneo} \\ \geq 1\,\text{nm} \Rightarrow \text{heterogéneo} \end{cases}$$

6_LAS SOLUCIONES

Consideremos una muestra de agua azucarada. ¿Es un sistema homogéneo o heterogéneo? Observando la muestra a simple vista parece un sistema homogéneo. En este caso el sistema está formado por dos componentes: azúcar y agua. Si colocamos un poco de azúcar en un recipiente con suficiente cantidad de agua y agitamos, podemos observar que el azúcar se disuelve totalmente. Si ahora observamos una gota de agua azucarada al microscopio, no distinguiremos el azúcar del agua. Hemos confirmado según nuestro criterio que el agua azucarada es un sistema homogéneo.

Por otra parte, podemos determinar si los valores de las propiedades intensivas cambian en el sistema. Si efectuamos, por ejemplo, mediciones de la densidad en distintas porciones del sis-

EJEMPLOS



leche vista al microscopio

Cap. 8

tema, encontraremos que los valores son los mismos. En consecuencia el sistema en cuestión es efectivamente homogéneo. Decimos entonces que el azúcar se ha disuelto en el agua formando una **solución**. Además, podemos modificar la composición del sistema, agregándole un poco más de azúcar hasta llegar a un punto en que ésta ya no se disuelve. Si en este punto seguimos agregando azúcar, obtendremos un sistema heterogéneo formado por dos fases: azúcar sin disolver y solución. A partir de este ejemplo estamos en condiciones de introducir el concepto de solución:

SOLUCIÓN *Una solución es un sistema homogéneo formado por dos o más componentes*

Esto significa que un sistema homogéneo puede estar formado por más de un componente.

Aleaciones

En el ejemplo anterior hemos analizado una solución cuyo estado de agregación es líquido, pero... ¿qué ocurre si fundimos dos o más metales mezclados y luego enfriamos el sistema a temperatura ambiente? Obtenemos un material metálico homogéneo que al estar formado por dos o más componentes es una solución. En este caso una solución sólida.

Muchos de los objetos metálicos que conocemos no están constituidos por un solo metal, sino que son mezclas de varios metales y a veces no metales, los cuales al fundirse se disuelven unos en otros. Las soluciones sólidas así obtenidas se denominan ***aleaciones*** y sus propiedades son distintas de las de sus componentes. En general, las aleaciones sintéticas tienen propiedades que mejoran las características de los metales puros, siendo más resistentes y duras que éstos. Algunas aleaciones son muy conocidas y apreciadas por sus aplicaciones extensas y variadas. Así por ejemplo, el **bronce** es una aleación de cobre con estaño y el **latón** de cobre con cinc. El **"estaño"** que se usa para soldaduras contiene 50% de estaño y 50 % de plomo. El oro usado para joyería es una aleación con plata y cobre. El oro blanco es una aleación de color plateado mayoritariamente formada por oro y paladio.

Los aceros son aleaciones de hierro con proporciones variables de otros metales como manganeso, níquel, y cromo, y un no-metal como el carbono. Los aceros así obtenidos presentan una resistencia notablemente superior a la del hierro metálico. El carbono confiere al acero dureza, flexibilidad y resistencia a la corrosión. Los aceros tienen propiedades que los hacen objeto de extensas aplicaciones industriales, como en la fabricación de auto-partes, vajillas, tanques, reactores industriales, y planchas para blindajes. Los aceros inoxidables son aleaciones de hierro y carbono con cromo y níquel.

Otro ejemplo de soluciones son **las amalgamas**. El mercurio, que es un líquido, presenta la notable propiedad de disolver numerosos metales como el oro, el cobre, el cinc y la plata entre otros. Los productos obtenidos son aleaciones que pueden ser sólidas o líquidas y reciben el nombre de ***amalgamas***. En odontología era muy utilizada la amalgama de mercurio con plata y cinc, para obturar caries, aunque actualmente está siendo reemplazada por otros materiales.

7_SEPARACIÓN Y FRACCIONAMIENTO DE SISTEMAS MATERIALES

Frecuentemente resulta necesario **separar** las fases de un sistema heterogéneo o **fraccionar** los componentes de un sistema homogéneo. Para lograrlo se utilizan métodos físicos de índole mecánica sencilla. Estos procedimientos tienen diversas aplicaciones, tanto en la vida cotidiana como en la medicina y la industria.

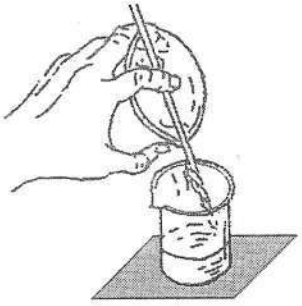
A continuación haremos una breve descripción de los métodos más utilizados para separar sistemas heterogéneos y para fraccionar sistemas homogéneos.

MÉTODOS DE SEPARACIÓN

1.- Sistemas heterogéneos

Separar un sistema heterogéneo significa dividirlo en sus fases constitutivas. Para lograrlo, se aplican métodos físicos que aprovechan las diferentes propiedades de los componentes del sistema.

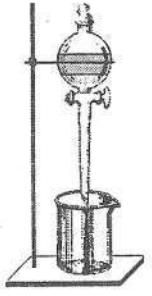
Entre ellos, podemos citar la **sedimentación y decantación**, que permiten separar las fases de un sistema cuyos componentes presentan gran diferencia de densidad. Consideremos por ejemplo, un vaso que contiene un sistema formado por una suspensión de arena en agua. Si el sistema se deja en reposo, por acción de la gravedad la arena se va depositando en el fondo, es decir, **sedimenta**. El agua sobrenadante puede separarse trasvasándola a otro recipiente mediante la ayuda de una varilla de vidrio. Este proceso se denomina **decantación.**



decantación

Si la diferencia de densidad no es grande, se puede acelerar la sedimentación mediante la **centrifugación** que realiza una máquina centrífuga.

Si el sistema está formado por dos fases líquidas de diferente densidad, como el agua y el aceite, es posible separarlas mediante una **ampolla de decantación**. El aceite es insoluble en el agua, la que al ser más densa queda en el fondo de la ampolla. Luego, abriendo la llave de la ampolla, se separa toda el agua que es recogida en un vaso de precipitados, quedando el aceite en la ampolla.



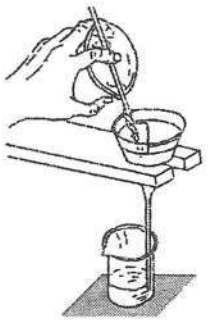
decantación con ampolla

Un método que aprovecha la diferencia en el tamaño de las partículas de un sistema formado por componentes sólidos es la **tamización**. Para lograr la separación se utiliza una malla (tamiz), que retiene las partículas más gruesas, dejando pasar las de menor tamaño. Este procedimiento se aplica, por ejemplo, para separar la harina del afrecho, o la arena de impurezas.

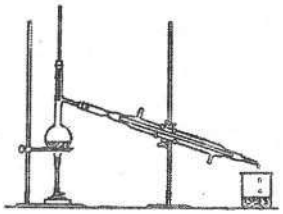
La **filtración** es un método que permite la separación de un sistema en el que hay un sólido disperso en un líquido, mediante un filtro. La fase sólida es retenida por el filtro mientras la líquida pasa a través de él, como sucede cuando preparamos un café de filtro o un té de hierbas.

La **disolución** es un método que se utiliza para separar dos fases sólidas, que tienen partículas de similar tamaño, cuando una de las fases se disuelve en un solvente dado y la otra no. Por ejemplo, si por error colocamos sal en un frasco que contiene pimienta molida, podemos separarlos agregando agua, que sólo disuelve a la sal. Luego, podemos complementar la separación filtrando el sistema.

A menudo se requiere una combinación de varios métodos para lograr una separación completa.



filtración



destilación simple

2.- Sistemas homogéneos

Fraccionar un sistema homogéneo significa obtener sus componentes constitutivos. Para ello se utilizan métodos físicos de fraccionamiento, como la destilación o la cristalización.

- **Destilación**

Es un proceso que permite lograr la separación de los componentes de una solución líquida. Consiste en el calentamiento del sistema y la posterior condensación de los vapores producidos, al hacerlos pasar a través de un tubo refrigerante.

El equipo de destilación consiste en un balón donde se coloca la solución a fraccionar, provisto de un termómetro en su cuello para registrar la temperatura de los vapores producidos. El balón posee una salida lateral que se conecta a un tubo refrigerante, por cuyo interior pasan los vapores; el refrigerante tiene una camisa exterior por la que circula una corriente de agua. Al pasar por el tubo los vapores se enfrían, condensándose.

Las destilaciones más frecuentemente utilizadas son la destilación simple y la fraccionada.

- **Cristalización**

Este método se utiliza para separar un sólido de la solución en la que se halla disuelto, mediante el enfriamiento del sistema. Es muy utilizado para purificar sustancias sólidas que contienen impurezas. Por ejemplo, si se desea purificar una muestra de azúcar impura, se prepara una solución concentrada de la misma a la temperatura más elevada posible, se filtra en caliente con lo cual se separan las impurezas insolubles. Luego se deja enfriar la solución a temperatura ambiente o más baja. Se observa la formación de cristales de azúcar y quedan disueltas las impurezas solubles. El azúcar purificada puede obtenerse filtrando el sistema.

8_LAS SUSTANCIAS

Como hemos visto, los sistemas homogéneos pueden estar constituidos por un solo componente, como por ejemplo una muestra de agua, o por más de uno como en una solución (agua azucarada).

Los métodos utilizados para fraccionar los sistemas homogéneos son **métodos físicos**. Ahora bien, si un sistema homogéneo resiste toda tentativa de fraccionamiento por métodos físicos, significa que está formado por un solo componente y decimos que se trata de una ***sustancia***.

La composición de una solución puede variarse dentro de ciertos límites; la composición de las sustancias, en cambio, es siempre la misma y no puede modificarse a menos que se altere la sustancia. Por ejemplo, cualquier muestra de agua pura (H_2O) siempre contiene 88,88% de oxígeno y 11,12% de hidrógeno.

SUSTANCIA	*Una sustancia es un sistema homogéneo formado por un solo componente, cuya composición es invariable.*

Si tenemos en cuenta que la composición de una sustancia es constante, sus propiedades intensivas también lo son.

Como hemos visto, no es posible descomponer una sustancia empleando métodos físicos. No obstante, la experiencia nos muestra que existen ciertos métodos mediante los cuales es posible descomponer una sustancia. Son los **procesos químicos**. Veamos algunos hechos experimentales:

- *Al calentar enérgicamente clorato de potasio que es un sólido blanco, se descompone dando origen a dos sustancias: cloruro de potasio (sólido blanco) y oxígeno gaseoso.*
- *Calentando suficientemente óxido de mercurio (sólido rojo) se transforma en mercurio (líquido gris) y oxígeno gaseoso.*
- *Si hacemos circular corriente eléctrica por agua (a la que se le agregan unas gotas de ácido para permitir la conducción), se produce su descomposición, en dos sustancias gaseosas: hidrógeno y oxígeno.*

En los dos primeros casos se ha producido una **descomposición térmica**, mientras que en el último una **electrólisis**. Concluimos que, mediante procedimientos de este tipo, es posible descomponer algunas sustancias, obteniendo a partir de ellas otras distintas.

El proceso por el cual una sustancia puede ser descompuesta en otras, constituye una ***transformación química***.

Cap. 10

Sustancias simples y compuestas

Las sustancias que pueden ser descompuestas en otras más sencillas mediante transformaciones químicas, se denominan sustancias compuestas. Así, según vimos, el clorato de potasio, el óxido de mercurio y el agua son sustancias compuestas.

Si ahora intentamos descomponer mediante métodos químicos el oxígeno, el mercurio o el hidrógeno, no lo lograremos. Si la sustancia no puede ser descompuesta ni aún mediante transformaciones químicas, recibe el nombre de ***sustancia simple***. El hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno, son ejemplos de sustancias simples. Esto significa que las sustancias químicas, según puedan o no descomponerse, pueden clasificarse en dos clases: las sustancias compuestas y las simples.

Tanto las sustancias simples como las compuestas tienen algo en común: están constituidas por ***elementos químicos***. Luego, en principio, podemos decir que los elementos químicos son los constituyentes de todas las sustancias, simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por un solo elemento, mientras que las compuestas están constituidas por dos o más elementos.

Los elementos más abundantes en la Tierra son el oxígeno, el silicio, el aluminio y el hierro.

Sustancias	
compuestas	**simples**
agua	oxígeno
clorato de potasio	hidrógeno
sacarosa	mercurio
acetona	oro
etanol	nitrógeno
amoníaco	azufre

En la Figura 1.6 presentamos a manera de resumen, una clasificación de los sistemas materiales y de las sustancias.

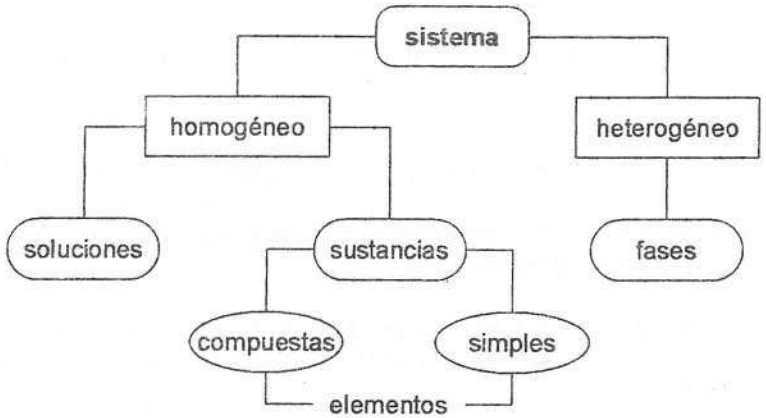
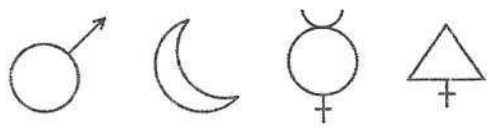


Figura 1.6: Esquema de la clasificación de los sistemas y de las sustancias.

Los elementos y sus símbolos

Con anterioridad al siglo XIX, los elementos eran representados por los alquimistas mediante una colección de figuras, muchas de ellas relacionadas con antiguos mitos y leyendas. Por ejemplo, algunos de los elementos conocidos en la época, eran representados según:



hierro plata mercurio azufre

Dalton simplificó la notación utilizando como símbolos dibujos circulares, algunos de los cuales se muestran a continuación:

azufre carbono hidrógeno nitrógeno oxígeno

Actualmente, para designar a los elementos en el lenguaje químico internacional, se utilizan símbolos constituidos por letras. El origen de estos símbolos se debe a J. J. Berzelius, quien hacia 1830 propuso utilizar la primera letra del nombre latino del elemento, para evitar las diferencias de los idiomas. Así por ejemplo, el oxígeno se simboliza con la letra O, el carbono con la C y el nitrógeno con la N. Si dos o más elementos comienzan con la misma inicial, puede añadirse una de las letras siguientes del nombre para evitar confusiones. Así, el símbolo del cloro es Cl, el del

calcio Ca y Cd es el del cadmio. A cada elemento se lo simboliza con una o dos letras y en algunos casos hasta con tres, donde sólo la primera de las letras se escribe con mayúscula.

En la actualidad se conocen alrededor de 115 elementos químicos, de los cuales 83 se encuentran distribuidos en la naturaleza. El resto fue preparado artificialmente mediante reacciones nucleares.

Todos los elementos figuran ubicados ordenadamente, en la **Tabla Periódica.** Fue a mediados del siglo XIX, cuando algunos científicos al observar que muchos elementos presentaban propiedades semejantes entre sí, lograron clasificarlos sistemáticamente en una tabla. Así surgió la Tabla Periódica, donde los elementos aparecen agrupados en columnas, que reciben el nombre de ***grupos.*** Cada fila horizontal de la tabla se denomina ***período.***

Como podemos observar en la Figura 1.7, hay 18 grupos y 7 períodos. En el capítulo 4 trataremos extensamente este tema.

Cap. 4

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115	116 Uuh	117	118 Uuo

lantánidos	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
actínidos	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Figura 1.7: Tabla Periódica de los elementos

LA QUÍMICA Y LA VIDA

LA QUÍMICA EN LA CASA

En cualquier heladera hay un yogur, algunos limones y pomelos y en la alacena seguramente habrá una botella de vinagre. Todos estos productos contienen algunas sustancias en común: los ácidos. Esta palabra deriva de acidus del latín, que significa agrio. Justamente estas sustancias son las responsables del sabor agrio que percibimos en dichos productos. Así por ejemplo en el yogur se halla el ácido láctico, en el vinagre el ácido acético y el ácido cítrico está presente en los limones y pomelos. Este último es utilizado para darle sabor a muchos dulces y productos de repostería. El ácido carbónico se encuentra en las bebidas gaseosas y en la soda.

También podemos encontrar una serie de productos de limpieza, que contienen sustancias como el amoníaco o el hidróxido de sodio que basan su acción en su poder desengrasante, ya que son capaces de disolver sustancias grasosas permitiendo su remoción. El amoníaco se usa para la limpieza de vidrios y el hidróxido de sodio, conocido en la industria como soda cáustica, se utiliza para destapar cañerías. La leche de magnesia, que es una suspensión de hidróxido de magnesio en agua, está presente en los laxantes suaves. Este conjunto de sustancias, corresponden a una segunda clase de compuestos que en química se conocen como **bases o álcalis.** Tienen sabor amargo, tacto jabonoso y si son muy concentradas producen graves quemaduras en la piel.

Cuando los ácidos se combinan con las bases, sus propiedades se neutralizan mutuamente, originando una nueva serie de productos químicos conocidos como **sales.** La sal más común es el cloruro de sodio conocida como sal de mesa, usada para sazonar los alimentos. El polvo de hornear contiene una mezcla de dos sales: el hidrógeno carbonato de sodio (conocido como bicarbonato de sodio) y el hidrógeno tartrato de potasio.

La cáscara del huevo contiene otra sal: el carbonato de calcio. Esta sustancia se halla, además, en materiales de construcción, en el mármol, la tiza, las perlas y constituye un buena parte de las rocas. Otra sal que se encuentra frecuentemente en el ámbito hogareño es el carbonato de sodio (soda solvay), presente en la mayoría de los llamados jabones en polvo. El cloruro de aluminio es una sal presente en los desodorantes.

9_COMPOSICIÓN DE LOS SISTEMAS MATERIALES

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

Para establecer la composición de un sistema material, es necesario determinar la masa de cada uno de sus componentes. Habitualmente se expresa la relación que existe entre la masa de cada componente y la masa total del sistema.

Por ejemplo, las personas que sufren de hipertensión arterial deben disminuir el consumo de la sal de mesa, que está constituida por cloruro de sodio (NaCl). En su reemplazo deben utilizar sal con bajo contenido en sodio (sal dietética), que está compuesta por una mezcla de cloruro de sodio, cloruro de potasio (KCl) y carbonato de magnesio ($MgCO_3$). Se sabe que 20 g de esta sal dietética, contienen 6,60 g de cloruro de sodio, 13,20 g de cloruro de potasio y 0,20 g de carbonato de magnesio.

Si queremos expresar la composición de esta sal en forma de porcentaje de cada componente, debemos expresar la masa de cada uno de ellos presente en 100 g de sal.

Para ello, establecemos las siguientes relaciones:

a) Para el NaCl:

si en 20 g de sal hay ---------- 6,60 g de NaCl

en 100 g de sal habrá ---------- $x = \frac{100 \times 13,2}{20}$ g = 33 g de NaCl

b) Para el KCl:

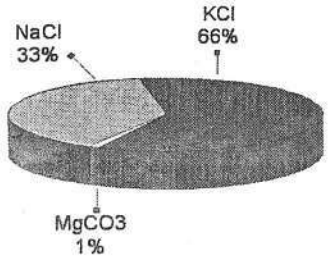
20 g de sal ---------- 13,20 g de KCl

100 g de sal ---------- $x = \frac{100 \times 13,20}{20}$ g = 66 g de NaCl

c) Para el $MgCO_3$:

20 g de sal ---------- 0,20 g de $MgCO_3$

100 g de sal ---------- $x = \frac{100 \times 0,20}{20}$ g = 66 g de $MgCO_3$



Composición de la sal dietética

En consecuencia, la composición de la sal dietética es: 33% de NaCl, 66% de KCl y 1,0% de $MgCO_3$.

Esta manera de expresar los resultados obtenidos, mediante el porcentaje de cada componente, es muy utilizada y se conoce como la ***composición centesimal*** del sistema.

La composición centesimal de una ***solución*** viene dada por las relaciones porcentuales entre la masa de cada uno de los componentes y la masa total de la solución. Esta composición se conoce como porcentaje en masa y se simboliza % m/m. Por ejemplo, una solución de azúcar en agua al 10% m/m, significa que hay 10 g de azúcar disueltos en 100 g de solución.

Así, si tenemos 50 g de azúcar disueltos en 200 g de solución, el porcentaje en masa puede calcularse de la siguiente manera:

200 g de solución ---------- 50 g de azúcar

100 g de solución ---------- x = 25 g de azúcar

Por lo tanto, decimos que la composición centesimal de esta solución es 25% m/m.

Para soluciones formadas por dos componentes líquidos, se utiliza el porcentaje en volumen (% v/v), que indica la relación porcentual entre el volumen de cada componente y el volumen total de la solución.

Esta forma de expresar la composición de una solución es muy utilizada para indicar la **graduación alcohólica** de varias bebidas, como el vino, la cerveza y el whisky. Por ejemplo, los

Cap. 8

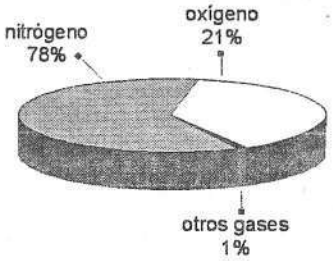
vinos tienen una graduación alcohólica promedio de 13% en volumen. Esto significa que 100 cm^3 de vino contienen 13 cm^3 de alcohol y se indica 13°. Si queremos saber el volumen de alcohol contenido en una botella de 750 cm^3 de vino, planteamos:

100 cm^3 de vino ---------- 13 cm^3 de alcohol

750 cm^3 de vino ---------- $x = \frac{750 \times 13}{100}\ cm^3 = 97{,}5\ cm^3$ alcohol

El porcentaje en volumen es también utilizado para expresar la composición de una solución gaseosa, como por ejemplo el aire. La corteza terrestre está rodeada por una extensa capa gaseosa (atmósfera), cuya composición varía según la altura respecto del nivel del mar. La atmósfera suele dividirse en diferentes capas, de composición y temperaturas variables: la troposfera (de unos 15 km de extensión), la estratosfera (80 km) y la ionosfera.

La troposfera está constituida esencialmente por una solución gaseosa denominada ***aire***, cuya composición es prácticamente constante. El aire puro (filtrado y seco), está compuesto por una mezcla de gases que se encuentran en las proporciones que se detallan en la tabla siguiente:



Composición del aire (% en volumen)

Componente	% en volumen	% en masa
nitrógeno (N_2)	78,04	75,49
oxígeno (O_2)	20,95	23,11
argón (Ar)	0,94	1,28
dióxido de carbono (CO_2)	0,034	0,045
neón (Ne)	0,0018	0,0012
helio (He)	0,0005	0,0007
otros (Kr, Xe, H)	0,0337	0,0731

Como podemos observar, el aire puro es una solución gaseosa, cuyos principales componentes son nitrógeno y oxígeno.

También en las **sustancias compuestas** se utiliza la composición centesimal para indicar la relación porcentual de los elementos que la componen. Así, por ejemplo, en 9 g de agua hay 1 g de hidrógeno y 8 g de oxígeno y su composición centesimal es:

% H = 1/9 x 100 = 11,11%

% O = 8/9 x 100 = 88,89%

10_LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA

Si quemamos un trozo de madera en un recipiente cerrado en presencia de una cantidad limitada de aire, las cenizas, los gases formados y el aire restante quedarían dentro del sistema. Comparando el peso del sistema total luego de la combustión, con el del sistema original, puede comprobarse que no hay cambio alguno.

Estos hechos fueron observados por el eminente químico francés Antoine Laurent Lavoisier, quien realizó numerosas experiencias utilizando sistemas cerrados, los que pesaba antes y después de cada proceso. Luego de esas experiencias, donde hizo constante uso de la balanza, el francés concluyó que el proceso de combustión consistía en una reacción de los materiales con el oxígeno del aire. Así de simple.

"Nada se crea, nada se destruye, todo se transforma", decía Lavoisier. En otras palabras, afirmaba que la masa de un sistema cerrado no se crea ni se pierde durante una reacción química, sino que cambia de unas sustancias a otras.

Cuando quemamos un trozo de papel o de carbón, tanto el papel como el carbón se reducen a cenizas. El combustible de un automóvil se va agotando a medida que éste circula. El alimento que ingerimos se consume. ¿Entonces, "desaparece" la materia? Todo se transforma, ahí estaba la clave. Agotar un material no significa destruirlo sino transformarlo en otro. Tanto el papel, como el carbón o la nafta, al quemarse se combinan con el oxígeno del aire convirtiéndose en dióxido de carbono gaseoso y vapor de agua. El alimento se va transformando en tejido vivo y en compuestos esenciales para el organismo. En otras palabras la materia se conserva, aunque se produzcan transformaciones químicas. Esto fue comprobado experimentalmente por Lavoisier, pesando los materiales antes y después de producirse una transformación química, en recipientes cerrados para evitar pérdida de gases.

Para comprobar experimentalmente estos hechos resulta muy cómodo trabajar con un tubo en forma de "Y" invertida conocido como tubo de Landolt, que se muestra en la Figura 1.8.

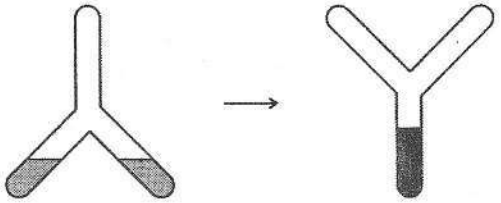


Figura 1.8: Tubo de Landolt

Se coloca en las ramas de la Y del tubo las sustancias que se quiere hacer reaccionar y luego se da vuelta el tubo para que se produzca la transformación en la rama inferior. Pesando el sistema antes y después del proceso, se puede observar que no se registra variación de masa, salvo el error experimental, antes y después de ocurrida la transformación.

La generalización de lo expuesto a todas las reacciones químicas, nos conduce a la **Ley de conservación de la masa** que podemos enunciar así:

DE LAVOISIER A EINSTEIN

Antoine Lavoiser

Nació en París en agosto de 1743 y se lo conoce como el padre de la Química moderna; sus investigaciones, entre otras, condujeron a la ley de conservación de la materia.

En 1789, año en que triunfó la Revolución Francesa, publicó su Tratado Elemental de Química, libro que fue traducido a varios idiomas y es considerado el primer texto moderno de química.

La masa de un sistema cerrado permanece constante, aun cuando se verifiquen en él transformaciones químicas.

Equivalencia entre masa y energía

Se ha comprobado que ciertos fenómenos liberan grandes cantidades de energía a expensas de importantes pérdidas de materia. Por ejemplo, la energía térmica que irradia el sol, va acompañada de una pérdida de masa del mismo. Algo similar ocurre también con la enorme cantidad de energía puesta en juego en las explosiones atómicas. De inmediato cabe preguntarnos: ¿Es posible transformar materia en energía y viceversa? ¿Qué ocurre entonces con la **ley de conservación de la masa**?

Albert Einstein postuló la relación entre la masa de un cuerpo en reposo y la energía. Su famosa ecuación de equivalencia entre ambas magnitudes nos permite relacionarlas en transformaciones que absorban o liberen energía, mediante la fórmula:

$$\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

Donde Δm es la variación de masa que sufre el sistema, ΔE es el cambio de energía producida durante la transformación y c la velocidad de la luz, cuyo valor en el vacío es $2{,}998 \times 10^8$ m/s. Debido al enorme valor de c^2, que figura en el denominador, en los procesos químicos ordinarios el cambio de masa que se produce es tan pequeño que no puede ser detectado por balanza alguna.

Por ejemplo, en una reacción química como la combustión de un kg de carbón, se produce una liberación de energía del orden de $4{,}2 \times 10^7$ joules. Aplicando la ecuación de Einstein, la pérdida de masa que acompaña esta transformación es aproximadamente 5×10^{-7}g. Las balanzas analíticas precisas miden masas de hasta 10^{-5}g. La Ley de conservación de la masa tiene validez para las reacciones químicas corrientes, ya que la pérdida de masa producida es despreciable.

Sólo es posible detectar la variación de masa cuando la energía puesta en juego es muy grande, como en las explosiones nucleares y en el fenómeno por el cual el sol o las estrellas liberan enormes cantidades de energía. Por ejemplo, la liberación de energía que se produce en un reactor nuclear cuando reacciona (se fisiona) 1 kg de uranio, es del orden de $8{,}5 \times 10^{13}$ J; según la ecuación de Einstein, se produce una variación de masa de alrededor de 1 g. Como podemos apreciar, esta cantidad, que puede detectarse mediante una balanza, es 10 millones de veces mayor que en la reacción de 1 kg de carbón.

Albert Einstein

Nació el 14 de mayo de 1879 en un pueblo del sur de Alemania. Distaba mucho de ser un niño prodigio, aunque gustaba leer libros de Ciencia y Matemática. Cuando tenía 26 años publicó tres artículos dignos de un genio. El primero se refería al efecto Browniano; el segundo al efecto fotoeléctrico por el cual obtuvo el Premio Nobel de Física y el último trataba de la Teoría de la Relatividad que abrió nuevos horizontes en el desarrollo de la Física.
El 26 de marzo de 1925 el Colegio Nacional de Buenos Aires tuvo el alto honor de recibir su visita.
Falleció el 18 de abril de 1955.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

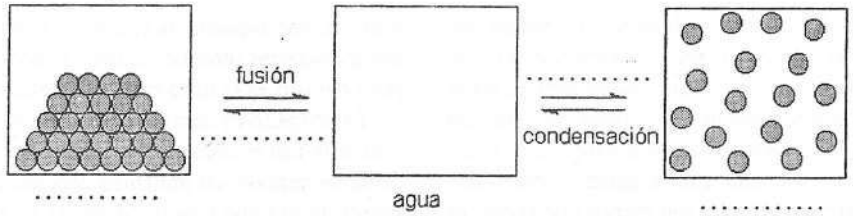
EL ORO

El oro se conoce y aprecia desde tiempos remotos, no solamente por su belleza y resistencia a la corrosión, sino también por ser más fácil de trabajar que otros metales. El oro es raro, bello, denso, no se oxida ni tampoco es afectado por el agua ni otras sustancias. Incluso es capaz de resistir la acción de la mayoría de los ácidos. Esta característica casi exclusiva del oro ha hecho que la gente lo considere como un "metal noble". El platino reacciona aún menos que el oro, es también raro, es más denso y funde a mayor temperatura que el oro. Es también un metal noble. El más noble de todos. *"Pero ni el platino ni ningún otro metal nunca descubierto, poseen ese cálido amarillo del oro y ninguno alcanza ni de cerca su belleza"*. (I. Asimov. El sol brilla luminoso). Debido a su relativa rareza, el oro comenzó a usarse como moneda de cambio y como referencia en las transacciones monetarias internacionales (Patrón oro). La unidad para medir el peso del oro es la onza troy, que equivale a 31,1 g.

El oro puro es demasiado blando para ser utilizado en joyería, por ello se lo usa en aleaciones con cobre y plata. La cantidad de oro presente se expresa en unidades denominadas ***quilates***, que indican las partes de oro que hay en 24 partes de aleación. Así el oro puro es de 24 quilates, mientras que el oro de 18 quilates es una aleación compuesta por 75% de oro (18/24 x 100) y 25% de cobre. El oro utilizado para la acuñación de monedas se compone de 90 partes de oro y 10 de plata y es de aproximadamente 22 quilates.

EJERCICIOS

1_ Los siguientes diagramas representan, a nivel submicroscópico, partículas de agua al estado sólido, líquido y gaseoso. Completar el esquema central y colocar los nombres faltantes en las líneas punteadas.



2_ El tolueno es un compuesto orgánico utilizado como disolvente de lacas y resinas.
Se tiene una muestra de tolueno líquido a –40°C, a presión atmosférica. Se la calienta hasta 100°C y sigue siendo líquida. Indicar si las siguientes afirmaciones son o no correctas.

a) el punto de fusión normal del tolueno es menor que cero.
b) el punto de ebullición normal del tolueno es mayor que 100°C.
c) a temperatura ambiente es un gas.
d) a 0°C es un líquido.
e) a –5°C es un sólido
f) su punto de ebullición normal es mayor que el del agua.

3_ Teniendo en cuenta las densidades del hierro y del plomo, determinar:

a) los volúmenes de 100 g de hierro y de 0,12 kg de plomo.
b) las masas de un trozo de hierro de 15 cm^3 de volumen y de un trozo de plomo de 10 cm^3.

Datos: δ(hierro) = 7,87 g/cm^3
δ(plomo) = 11,32 g/cm^3

4_ Un constructor desea comprar 100 varillas cilíndricas de hierro de 12,0 m de largo y 10 mm de diámetro. El hierro se vende a $ 1,20 el kg ¿Cuánto debe abonar? Dato: δ(hierro) = 7,87 g/cm^3

5_ Dadas las siguientes propiedades, indicar cuáles son intensivas y cuáles son extensivas:

a) masa
b) densidad
c) volumen
d) dureza
e) punto de ebullición
f) peso
g) punto de fusión
h) conductividad eléctrica

6_ Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o no:

a) los cuerpos sólidos poseen volumen propio, aunque no forma propia.
b) la evaporación de alcohol (etanol) se produce a cualquier temperatura.

c) durante la transformación de un trozo de hielo en agua líquida, la temperatura no varía.
d) en determinadas condiciones el agua puede hervir a temperatura ambiente.
e) cuando un líquido hierve la temperatura permanece constante.

7_ Dar un ejemplo de cada uno de los siguientes sistemas materiales:
a) un sistema heterogéneo formado por:
i) dos componentes líquidos y uno sólido.
ii) un componente líquido y uno gaseoso.
b) un sistema homogéneo formado por:
i) dos componentes líquidos y uno sólido.
ii) dos o mas componentes gaseosos.

8_ Dadas las siguientes proposiciones, señalar la correcta. Un sistema formado por granizo, agua de lluvia y aire, consta de:
a) tres sustancias compuestas.
b) dos sustancias.
c) cinco fases.
d) tres fases.
e) ninguna de las opciones anteriores.

9_ Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son verdaderas o falsas.
a) un sistema formado por dos componentes líquidos puede ser heterogéneo.
b) el vapor de agua es una solución formada por hidrógeno y oxigeno gaseosos.
c) un sistema formado por un único componente siempre es homogéneo.
d) la electrólisis es un proceso por el cual se logra la descomposición de una sustancia mediante el pasaje de la corriente eléctrica.

10_ Calentando enérgicamente un sólido cristalino de color rojo, se obtienen dos sustancias simples: un gas incoloro y un líquido de color gris con brillo metálico. Mediante esta experiencia podemos afirmar:
a) el sólido rojo es un sistema heterogéneo.
b) el proceso realizado es un método fisico de fraccionamiento.
c) el sólido rojo está constituido por dos sustancias simples.
d) el líquido gris no puede descomponerse en otras sustancias.
e) ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

11_ Indicar los métodos fisicos y/o mecánicos necesarios para separar cada uno de los componentes de los siguientes sistemas, en las sustancias que lo constituyen.
a) agua azucarada con exceso de azúcar sin disolver.
b) condimento para ensalada formado por aceite, vinagre y sal.
c) sal y pimienta molida.

12_ Calcular la composición centesimal de los siguientes sistemas:
a) una mezcla de albañilería que contiene 50 kg de arena, 20 kg de cal y 10 kg de cemento.
b) 98 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que contiene 2 g de hidrógeno, 64 g de oxigeno y el resto azufre.
c) una torta cuyos ingredientes son: 250 g de harina, 4 huevos de 50 g cada uno, 80 g de manteca, y 150 g de azúcar.

13_ Calcular cuántos gramos de oro puro y cuántos de cobre se requieren para fabricar un anillo de 12 g de oro de 18 quilates.

14_ Se prepara un chocolate con leche, disolviendo 20 g de chocolate en 200 cm^3 de agua caliente (δ=1,00 g/cm^3) y se le agregan 15 g de leche en polvo y 10 g de azúcar. Calcular la composición centesimal del chocolate así preparado.

15_ Se prepara un jugo de manzana disolviendo 10 g de polvo de manzana y 50 g de azúcar en un cuarto de litro de agua (δ agua = 1,00 g/cm^3). Calcular la composición centesimal del sistema final.

16_ Calcular la masa de sal y de agua que hay en 250 mL de una solución (δ =1,04 g/cm^3) que contiene 10% de sal y 90% de agua.

17_ Se tiene un sistema material formado por 50% de arena, 5% de cal y el resto de agua. Calcular la composición centesimal del sistema luego de evaporar totalmente el agua.

18_ Dos amigos, Miguel y Alejandro, fueron a un bar. Miguel tomó una lata de cerveza de 200 cm^3 cuya graduación alcohólica es 5% en volumen. Alejandro a su vez bebió un trago largo hecho con 180 cm^3 de una gaseosa y 50 cm^3 de ron que contiene 40% de alcohol en volumen. ¿Quién de los dos ingirió más alcohol?

19_ La composición de la aleación empleada en la fabricación de utensilios de cocina llamada *peltre* es: 85% de Sn, 7,3% de Cu, 6% de Bi y el resto de Sb. Sabiendo que la masa de una olla de peltre es 0,70 kg, calcular la masa que se necesita de cada metal para la construcción de la olla.

20_ La leche de vaca es un sistema constituido aproximadamente por 3,5 % de grasa, 5% de hidratos de carbono, 1% de sales minerales, 3% de proteínas y el resto de agua. Calcular:

a) el volumen de leche (δ = 1,030 g/cm^3) necesario para obtener 1000 kg de leche en polvo, suponiendo que el agua se evapora totalmente.

b) la composición porcentual de la leche en polvo así obtenida.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

3_ a) 12,7 cm^3 y 10,6 cm^3 b) 118 g y 113 g

4_ $ 893

12_ a) 62,5% arena; 25% cal y 12,5% cemento.
b) 2,04% H; 65,31% O y 32,65% S.
c) 36,8% harina; 29,4% huevos; 11,8% manteca y 22,0% azúcar.

13_ 9 g de oro y 3 g de cobre.

14_ agua: 81,63%; chocolate: 8,16%; leche: 6,12%; azúcar: 4,08%

15_ polvo: 3,22%; agua: 80,65%; azúcar: 16,13%

16_ 26 g de sal y 234 g de agua

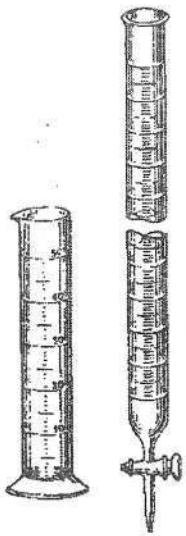
17_ 90,9% de arena y 9,1% de cal

18_ Alejandro

19_ 595 g de Sn, 51,1 g de Cu, 42,0 g de Bi y 11,9 g de Sb.

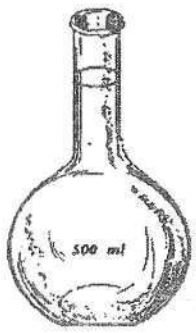
20_ a) 7767 L
b) 28% grasa; 40% hidratos de carbono; 8% sales y 24% proteínas.

TODO ES CUESTIÓN DE MEDIDA



probeta

bureta



matraz aforado

APÉNDICE DEL CAPÍTULO 1

La medición

La química es una ciencia experimental, por lo cual para trabajar en ella es esencial efectuar mediciones. Para poder medir correctamente debemos tener en cuenta que las medidas se obtienen por comparación del objeto que se quiere medir con una unidad estándar. Las mediciones siempre contienen una unidad y algún error inherente. Esto significa que en cualquier medición, por precisa que sea, siempre hay un error experimental.

Para medir se emplean diferentes instrumentos, según la magnitud que se desee medir. Así por ejemplo, para medir longitudes se emplea la cinta métrica, la masa se mide con una balanza, la temperatura con un termómetro y los volúmenes con diversos aparatos volumétricos

Los químicos usan en el laboratorio distintos aparatos de vidrio para medir volúmenes, que difieren según el tipo de medición deseada. Los aparatos volumétricos usados más frecuentemente en el laboratorio son:

• **Probetas**: son tubos cilíndricos graduados, entre 20 y 500 cm^3, utilizados para medir volúmenes relativamente grandes, cuando no se requiere gran exactitud.

• **Buretas**: son tubos cilíndricos y largos, graduados al 0,1 cm^3, provistos en su parte inferior de una llave (robinete) que permite dosificar la salida del líquido. Las buretas se usan para medir volúmenes pequeños cuando se requiere cierta precisión en la medida. Las más usadas tienen 10, 25 y 50 cm^3 de capacidad.

• **Pipetas graduadas**: son tubos estrechos graduados con muchas divisiones. Se usan para medir volúmenes muy pequeños. Las más comunes tienen 1, 2, 5 y 10 cm^3 de capacidad.

• **Matraces aforados**: son recipientes en forma de pera y fondo plano. Tienen un cuello largo y delgado con una línea que lo rodea (aforo), que indica el volumen de líquido que contiene. Son utilizados para preparar soluciones. Vienen en distintos tamaños; los más frecuentes son los de 50, 100, 250, y 500 cm^3 de capacidad.

La unidad de medida

A los efectos de expresar las mediciones en forma universal debe definirse un sistema de medición. En general, las unidades usadas en la ciencia son unidades del sistema métrico decimal, es decir, que están relacionadas entre sí por potencias de 10.

En la actualidad los científicos de todo el mundo están de acuerdo con el sistema internacional de unidades (SI), propuesto por La Conferencia General de Pesas y Medidas (Francia, 1960). Consiste en un conjunto de unidades y notaciones básicas, de las cuales se pueden derivar las demás unidades necesarias para efectuar mediciones. Este sistema fue adoptado por la Argentina desde 1972 como Sistema Métrico Legal Argentino **(SIMELA)**

Hay siete unidades **SI** básicas, que se muestran en la siguiente tabla:

magnitud	unidad	símbolo
longitud	metro	m
masa	kilogramo	kg
tiempo	segundo	s
corriente eléctrica	ampere	A
temperatura	kelvin	K
intensidad luminosa	candela	cd
cantidad de sustancia	mol	mol

*Tabla 1.1 Las siete unidades básicas del **SI**.*

Debido a que estas unidades básicas no siempre son las más apropiadas para realizar mediciones, se utilizan prefijos que permiten cambiar el tamaño de la unidad, en potencias de 10.

Prefijo	Símbolo	Notación exponencial	valor
exa	E	10^{18}	1.000.000.000.000.000.000
peta	P	10^{15}	1.000.000.000.000.000
tera	T	10^{12}	1.000.000.000.000
giga	G	10^{9}	1.000.000.000
mega	M	10^{6}	1.000.000
kilo	k	10^{3}	1.000
hecto	h	10^{2}	100
deca	da	10^{1}	10
-------		10^{0}	1

Prefijo	Símbolo	Notación exponencial	valor
deci	d	10^{-1}	0,1
centi	c	10^{-2}	0,01
mili	m	10^{-3}	0,001
micro	μ	10^{-6}	0,000 001
nano	n	10^{-9}	0,000 000 001
pico	p	10^{-12}	0,000 000 000 001
femto	f	10^{-15}	0,000 000 000 000 001
ato	a	10^{-18}	0,000 000 000 000 000 001

*Tabla 1.2 Prefijos utilizados en las unidades **SI**.*

A continuación presentamos algunas unidades SI derivadas, que pueden obtenerse de las unidades básicas.

Magnitud			Unidad		
Nombre	Símbolo	Dimensión	Nombre	Símbolo	SI
aceleración	a	velocidad /tiempo	-------	-------	$m\ s^{-2}$
actividad radiactiva	-------	$tiempo^{-1}$	becquerel	Bq	s^{-1}
área	A	long. × long.	-------	------	m^2
carga	q	corriente × tiempo	coulomb	C	A × s
densidad	δ	masa / volumen	-------	-------	$kg\ m^{-3}$
potencial eléctrico	V	potencia / corriente	volt	V	$W\ A^{-1}$
energía, trabajo, calor	E, W, Q	fuerza × distancia	joule	J	N m
fuerza	F	masa × aceleración	newton	N	$kg\ m\ s^{-2}$

Magnitud			Unidad		
Nombre	Símbolo	Dimensión	Nombre	Símbolo	SI
frecuencia	ν	ciclos / tiempo	hertz	Hz	s^{-1}
potencia	-------	energía / tiempo	watt	W	$J\ s^{-1}$
presión	P	fuerza /área	pascal	Pa	$N\ m^{-2}$
resistencia	R	potencial / corriente	ohm	Ω	$V\ A^{-1}$
velocidad	v	long / tiempo	--------	--------	$m\ s^{-1}$
volumen	V	long. × long. × long.	--------	--------	m^3

Tabla 1.3 Unidades SI derivadas

Existen además algunas unidades que no son del SI, pero son muy utilizadas en Química:

Unidad	Símbolo	Tipo de unidad	Conversión al SI
angstrom	A	longitud	$1\ A = 10^{-10}\ m$
atmósfera	atm	presión	1 atm = 1013 hPa
caloría	cal	calor	1 cal = 4,186 J
litro	L	volumen	$1L = 1\ dm^3$
masa atómica	u	masa	$1\ u = 1{,}66054 \times 10^{-27}\ kg$

Tabla 1.4 Unidades de uso frecuente en Química.

Constantes Universales

Finalmente en la tabla siguiente indicamos algunas constantes fundamentales, de validez universal, de uso frecuente:

Constante	símbolo	valor
carga del electrón	e	$1{,}602 \times 10^{-19}$ C
constante de Avogadro	N_A	$6{,}022 \times 10^{23}$ mol^{-1}
constante de Coulomb	K_0	$8{,}987 \times 10^{9}$ N m^2 C^{-2}
constante de Faraday	F	$9{,}6485 \times 10^{4}$ C mol^{-1}
constante de masa atómica	m_u	$1{,}6605 \times 10^{-27}$ kg
constante de Planck	h	$6{,}626 \times 10^{-34}$ J s
constante de Rydberg	R_H	$1{,}097 \times 10^{7}$ m^{-1}
constante gravitatoria	G	$6{,}673 \times 10^{-11}$N m^2 kg^{-2}
constante de los gases	R	8,3145 J K^{-1} mol^{-1}
masa del electrón	m_e	$9{,}109 \times 10^{-31}$ kg
masa del neutrón	m_n	$1{,}675 \times 10^{-27}$ kg
masa del protón	m_p	$1{,}673 \times 10^{-27}$ kg
velocidad de la luz en el vacío	c	$2{,}998 \times 10^{-8}$ m s^{-1}
volumen molar (gas ideal)	V_m	$2{,}2414 \times 10^{-2}$ m^3 mol^{-1}

Tabla 1.5 Constantes universales.

LA IUPAC

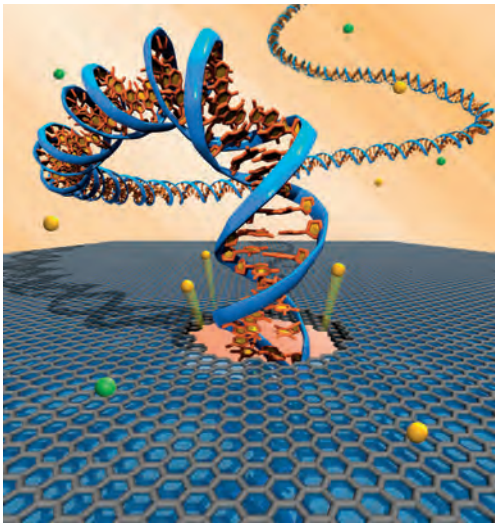
La sigla significa International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) o en castellano, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada. Bajo este nombre se constituyó en 1920 una comisión internacional, destinada a establecer reglas acerca de definiciones, nomenclaturas y unidades usadas en Química. Desde esa fecha, la IUPAC viene recomendando sistemáticamente diversas reglas destinadas a que el lenguaje de la Química sea universal.

CAPÍTULO

1

Química

El estudio del cambio



Al aplicar campos eléctricos para lograr que las moléculas de ADN se muevan a través de los poros creados en el grafeno, los científicos han desarrollado una técnica que algún día se usará para el secuenciamiento rápido de las cuatro bases químicas.

SUMARIO

1.1 Química: una ciencia para el siglo XXI
1.2 Estudio de la química
1.3 El método científico
1.4 Clasificación de la materia
1.5 Los tres estados de la materia
1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia
1.7 Mediciones
1.8 Manejo de los números
1.9 Análisis dimensional en la resolución de problemas
1.10 Resolución de problemas del mundo real: información, suposiciones y simplificaciones

AVANCE DEL CAPÍTULO

- Este capítulo inicia con una breve introducción al estudio de la química y su función dentro de la sociedad moderna. (1.1 y 1.2)
- A continuación conoceremos las bases del método científico, que es una metodología sistemática para la investigación en todas las disciplinas científicas. (1.3)
- Definiremos el concepto de materia y observaremos que una sustancia pura puede ser un elemento o un compuesto. Distinguiremos entre una mezcla homogénea y una heterogénea. Aprenderemos que, en principio, toda la materia puede existir en cualquiera de tres estados: sólido, líquido o gaseoso. (1.4 y 1.5)
- Para caracterizar una sustancia necesitamos conocer sus propiedades físicas, las cuales son observables sin que sus propiedades químicas e identidad sufran cambio alguno, lo que sólo puede demostrarse mediante cambios químicos. (1.6)
- Debido a que se trata de una ciencia experimental, la química involucra el uso de las mediciones. Conoceremos las unidades básicas del Sistema Internacional de Medidas (SI) y emplearemos sus unidades derivadas en cantidades como el volumen y la densidad. También estudiaremos las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y Kelvin. (1.7)
- Con frecuencia, los cálculos químicos implican el uso de cantidades muy pequeñas o muy grandes, y una manera conveniente para tratar con algunas de estas cifras es la notación científica. En los cálculos o mediciones cada cantidad debe presentar el número adecuado de cifras significativas, las que corresponden a dígitos importantes. (1.8)
- Por último, entenderemos la utilidad del análisis dimensional para los cálculos químicos. Al considerar las unidades a lo largo de la secuencia completa de cálculos, todas las unidades se cancelarán, a excepción de aquella que se busca. (1.9)
- La resolución de problemas del mundo real frecuentemente significa hacer suposiciones y simplificaciones. (1.10)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

La química es una ciencia activa y en evolución que tiene importancia vital en nuestro planeta, tanto en la naturaleza como en la sociedad. Aunque sus raíces son antiguas, la química es en todos sentidos una ciencia moderna, como veremos más adelante.

Iniciaremos el estudio de la química en el nivel macroscópico, donde es posible observar y medir los materiales que forman nuestro mundo. En este capítulo analizaremos el método científico, que es la base para la investigación no sólo en química, sino también en las demás ciencias. Luego, descubriremos la forma en que los científicos definen y caracterizan la materia. Por último, dedicaremos tiempo al aprendizaje del manejo de los resultados numéricos de las mediciones químicas y a la resolución de problemas numéricos. En el capítulo 2 iniciaremos la exploración del mundo microscópico de átomos y moléculas.

El ideograma chino para el término química significa "el estudio del cambio".

1.1 Química: una ciencia para el siglo XXI

*La **química*** es *el estudio de la materia y los cambios que ocurren en ella*. Es frecuente que se le considere como la ciencia central, ya que los conocimientos básicos de química son indispensables para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y muchas otras disciplinas. De hecho, la química es parte central de nuestro estilo de vida; a falta de ella, nuestra vida sería más breve en lo que llamaremos condiciones primitivas: sin automóviles, sin electricidad, sin computadoras, ni discos compactos y muchas otras comodidades.

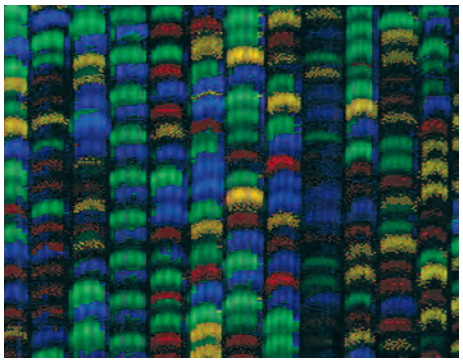
Aunque la química es una ciencia antigua, sus fundamentos modernos se remontan al siglo XIX, cuando los adelantos intelectuales y tecnológicos permitieron que los científicos separaran sustancias en sus componentes y, por lo tanto, explicaran muchas de sus características físicas y químicas. El desarrollo acelerado de tecnología cada vez más refinada durante el siglo XX nos ha brindado medios cada vez mayores para estudiar lo que es inapreciable a simple vista. El uso de computadoras y microscopios especiales, por citar un ejemplo, permite que los químicos analicen la estructura de los átomos y las moléculas (unidades fundamentales en las que se basa el estudio de la química), y diseñen nuevas sustancias con propiedades específicas, como fármacos y productos de consumo no contaminantes.

En este principio del siglo XXI conviene preguntarnos qué función tendrá la ciencia central en esta centuria. Es casi indudable que la química mantendrá una función determinante en todas las áreas de la ciencia y la tecnología. Antes de profundizar en el estudio de la materia y su transformación, consideremos algunas fronteras que los químicos exploran actualmente (figura 1.1). Sin importar las razones por las que tome un curso de introducción a la química, el conocimiento adecuado de esta disciplina le permitirá apreciar sus efectos en la sociedad y en usted.

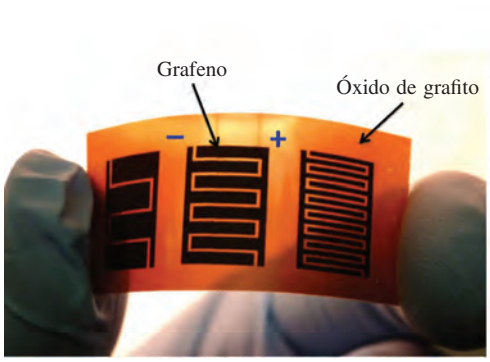
1.2 Estudio de la química

En comparación con otras disciplinas, es común la idea de que la química es más difícil, al menos en el nivel básico. Dicha percepción se justifica hasta cierto punto, por ejemplo, es una disciplina con un vocabulario muy especializado. Sin embargo, si éste es el primer curso de química que toma usted, ya está familiarizado con el tema mucho más de lo que supone. En las conversaciones cotidianas escuchamos palabras relacionadas con la química, si bien no necesariamente usadas en el sentido científicamente correcto. Ejemplo de ello son términos como "electrónica", "salto cuántico", "equilibrio", "catalizador", "reacción en cadena" y "masa crítica". Además, si usted cocina, ¡entonces es un químico en acción! Gracias a su experiencia en la cocina, sabe que el aceite y el agua no se mezclan y que si deja hervir el agua en la estufa llega un momento en que se evapora por completo. También aplica los principios de la química y la física cuando usa el bicarbonato de sodio en la elaboración de pan; una olla a presión para abreviar el tiempo de preparación de guisos, añade ablandador de carnes a un platillo, exprime un limón sobre rebana-

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

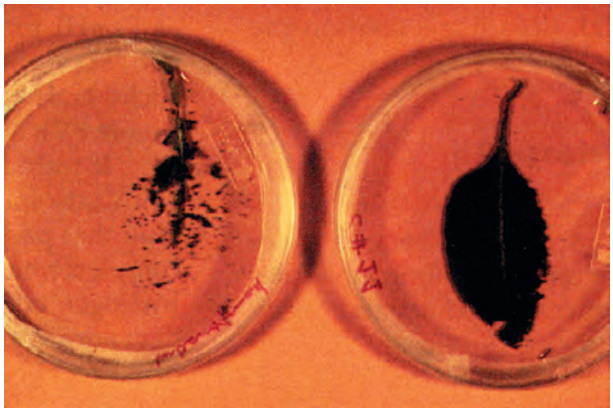


a)



b)

c)



d)

Figura 1.1 *a) Salida de datos de un equipo automatizado secuenciador de ADN. Cada línea muestra una secuencia (indicada por colores distintos) obtenida de muestras distintas de ADN. b) Un supercapacitor de grafeno. Estos materiales proporcionan algunas de las tasas más altas conocidas de energía-volumen y tiempos de respuesta. c) Producción de celdas fotovoltaicas utilizadas para convertir luz en corriente eléctrica. d) La hoja de la izquierda se tomó de una planta de tabaco no sometida a ingeniería genética y expuesta a la acción del gusano del tabaco. La hoja de la derecha sí fue sometida a ingeniería genética y apenas la atacaron los gusanos. Es posible aplicar la misma técnica para proteger las hojas de otras clases de plantas.*

das de pera para evitar que se tornen oscuras o sobre el pescado para minimizar su olor, o agrega vinagre al agua en la que cuece huevos. Todos los días observamos esos cambios sin pensar en su naturaleza química. El propósito de este curso es hacer que usted piense como químico, que vea el *mundo macroscópico*, lo que podemos ver y tocar directamente, y visualice las partículas y fenómenos del *mundo microscópico* que no podemos experimentar sin la tecnología moderna y nuestra imaginación.

Al principio es factible que le confunda que su profesor de química y este libro alternen de manera continua entre los mundos microscópico y macroscópico. Simplemente debe tener presente que los datos de las investigaciones químicas provienen de observaciones de fenómenos a gran escala, si bien las explicaciones suelen radicar en el mundo microscópico invisible e imaginario de átomos y moléculas. En otras palabras, los químicos con frecuencia *ven* algo (en el mundo macroscópico) y *piensan* en algo más (en el mundo microscópico). Por ejemplo, al observar los clavos oxidados de la figura 1.2, un químico pensaría en las propiedades básicas de los átomos individuales de hierro y la forma en que interaccionan dichas unidades con otros átomos y moléculas para producir el cambio observado.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

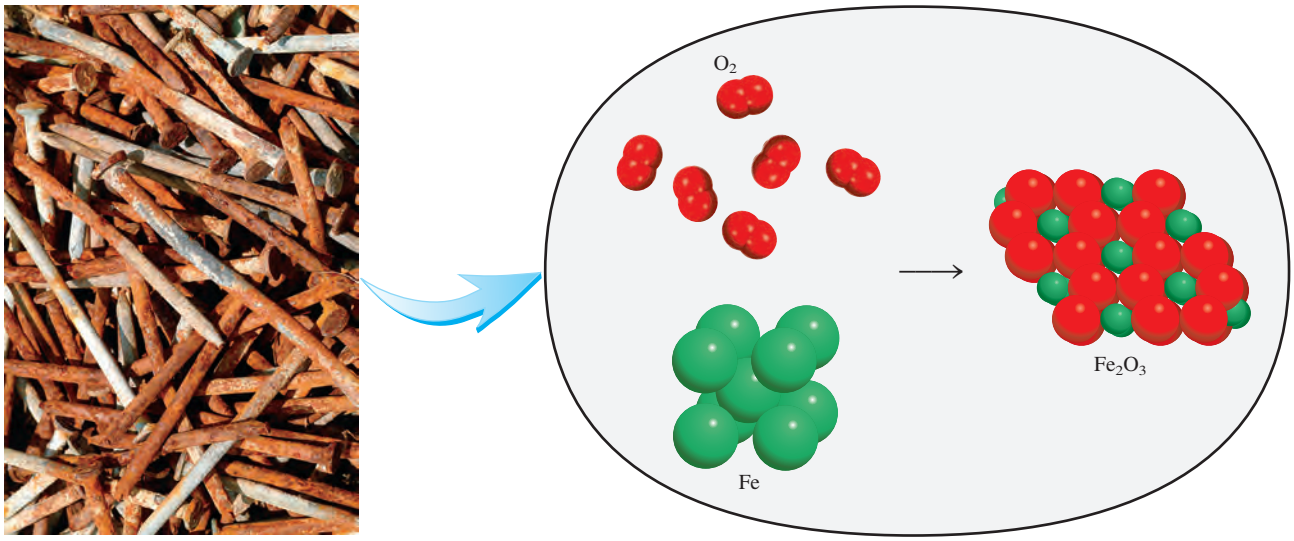


Figura 1.2 *Vista molecular simplificada de la formación de la herrumbre (Fe_2O_3) a partir de átomos de hierro (Fe) y moléculas de oxígeno (O_2). En realidad, el proceso requiere agua y la herrumbre también contiene moléculas de agua.*

1.3 El método científico

Todas las ciencias, incluidas las sociales, recurren a variantes de lo que se denomina ***método científico***, que es *un enfoque sistemático para la investigación*. Por ejemplo, un psicólogo, que pretende indagar el efecto del ruido en la capacidad de las personas para aprender química, y un químico, interesado en medir el calor liberado por la combustión del hidrógeno gaseoso en presencia de aire, utilizarían aproximadamente el mismo procedimiento en sus investigaciones. El primer paso consiste en definir de manera minuciosa el problema. El siguiente es realizar experimentos, elaborar observaciones detalladas y registrar la información, o *datos*, concernientes al sistema, es decir, a la parte del universo que se investiga. (En los ejemplos anteriores los sistemas son el grupo de personas que estudia el psicólogo y una mezcla de hidrógeno y aire, respectivamente.)

Los datos obtenidos en una investigación pueden ser ***cualitativos***, o sea, *consistentes en observaciones generales acerca del sistema*, y ***cuantitativos***, es decir, *comprende los números obtenidos de diversas mediciones del sistema.* En general, los químicos usan símbolos y ecuaciones estandarizados en el registro de sus mediciones y observaciones. Esta forma de representación no sólo simplifica el proceso de registro, sino que también constituye una base común para la comunicación con otros químicos.

Una vez terminados los experimentos y registrados los datos, el paso siguiente del método científico es la interpretación, en la que el científico intenta explicar el fenómeno observado. Con base en los datos recopilados, el investigador formula una ***hipótesis***, que es *una explicación tentativa de un conjunto de observaciones*. Luego, se diseñan experimentos adicionales para verificar la validez de la hipótesis en tantas formas como sea posible y el proceso se inicia de nuevo. En la figura 1.3 se resumen los pasos principales del proceso de investigación.

Después de recopilar un gran volumen de datos, a menudo es aconsejable resumir la información de manera concisa, como una ley. En la ciencia, una ***ley*** es *un enunciado conciso, verbal o matemático, de una relación entre fenómenos que es siempre la misma bajo iguales condiciones*. Por ejemplo, la segunda ley del movimiento de sir Isaac Newton, que tal vez recuerde de sus cursos de física, afirma que la fuerza es igual a la masa por la aceleración ($F = ma$). El significado de esta ley es que el aumento en la masa o en la

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

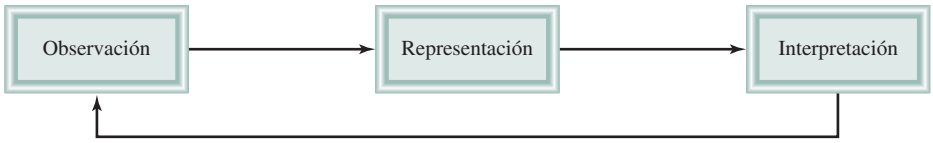


Figura 1.3 *Los tres niveles del estudio de la química y su relación. La observación corresponde a fenómenos en el mundo macroscópico; los átomos y moléculas conforman el mundo microscópico. La representación es una escritura científica abreviada que describe un experimento con símbolos y ecuaciones químicas. Los químicos usan su conocimiento de los átomos y moléculas para explicar un fenómeno observado.*

aceleración de un objeto siempre incrementa en forma proporcional su fuerza, en tanto que una disminución en la masa o en la aceleración invariablemente reduce su fuerza.

Las hipótesis que resisten muchas pruebas experimentales de su validez pueden convertirse en teorías. Una ***teoría*** es *un principio unificador que explica un conjunto de hechos o las leyes basadas en esos hechos.* Las teorías también son sometidas a valoración constante. Si una teoría es refutada en un experimento se debe desechar o modificar para hacerla compatible con las observaciones experimentales. Aprobar o descartar una teoría puede tardar años o inclusive siglos, en parte por la carencia de la tecnología necesaria. La teoría atómica, que es tema del capítulo 2, es un ejemplo de esto. Se precisaron más de 2 000 años para confirmar este principio fundamental de la química que propuso Demócrito, un filósofo de la antigua Grecia. Un ejemplo más contemporáneo es la investigación del bosón de Higgs, que se comenta en la página 6.

Los adelantos científicos pocas veces, si acaso, se logran de manera rígida, paso a paso. En ocasiones una ley precede a la teoría correspondiente o viceversa. Es posible que dos científicos empiecen a trabajar en un proyecto exactamente con el mismo objetivo y terminen con enfoques distintos. Después de todo los científicos son seres humanos, y su forma de pensar y trabajar está sujeta a la influencia considerable de sus antecedentes, su capacitación y su personalidad.

El desarrollo de la ciencia ha sido irregular y, a veces, ilógico. Los grandes descubrimientos son resultado de las contribuciones y las experiencias acumuladas de muchos investigadores, pese a que el crédito por la formulación de una teoría o ley por lo regular se otorga a una sola persona. Por supuesto, la suerte es un factor en los descubrimientos científicos, si bien se ha afirmado que "las oportunidades favorecen a las mentes preparadas". Se requiere atención y capacidad para reconocer la importancia de un descubrimiento accidental y sacar máximo provecho de él. Es muy frecuente que el público general se entere sólo de los adelantos científicos espectaculares. Sin embargo, por cada una de esas historias muy conocidas existen cientos de casos de científicos que han dedicado años a trabajar en proyectos que finalmente terminaron siendo infructuosos, y en los que se logran resultados positivos sólo después de muchos errores y a un ritmo tan lento que pasan desapercibidos. Inclusive esas investigaciones infructuosas contribuyen de alguna manera al avance continuo del conocimiento del universo físico. Es el amor por la investigación lo que mantiene a muchos científicos en el laboratorio.

Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?

a) Una hipótesis siempre conduce a la formulación de una ley.
b) El método científico es una secuencia rigurosa de pasos para la resolución de problemas.
c) Una ley resume una serie de observaciones experimentales; una teoría ofrece una explicación de esas observaciones.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

QUÍMICA en Acción

La investigación del bosón de Higgs

En este capítulo identificamos a la masa como una propiedad fundamental de la materia, pero se ha preguntado: ¿por qué incluso la materia tiene masa? Podría parecer obvio que "todo" tiene masa, pero, ¿es eso un requisito de la naturaleza? Veremos más adelante, en nuestros estudios, que la luz se compone de partículas que no tienen masa cuando están en reposo, y la física nos dice que bajo diferentes circunstancias el universo podría no contener *nada* con masa. De hecho sabemos que *nuestro* universo está conformado por una cantidad incontable de partículas con masa, y estos bloques constitutivos son necesarios para formar los elementos que permiten a la gente plantear tales preguntas. La investigación que se lleva a cabo para responder esta pregunta ilustra bien el proceso que conocemos como el método científico.

Los modelos teóricos actuales nos dicen que todo en el universo se basa en dos tipos de partículas elementales: bosones y fermiones. Podemos distinguir las funciones de estas partículas si consideramos que los bloques constitutivos de la materia se construyen a partir de los fermiones, en tanto que los bosones son las partículas responsables de la fuerza que mantiene a los fermiones unidos. En 1964, tres diferentes equipos de investigación propusieron, independientemente, mecanismos en los que un campo de energía permea el universo y la interacción de la materia con este campo se debe a un bosón específico asociado con el campo. Cuanto mayor sea la cantidad de estos bosones, mayor será la interacción con el campo. Esta interacción es la propiedad que conocemos como masa, y el campo y bosón asociados fueron nombrados por Peter Higgs, uno de los físicos originales que propuso este mecanismo.

Esta teoría desató una investigación frenética por el "bosón de Higgs" que se convirtió en una de las misiones más proclamadas de la ciencia moderna. El Gran Colisionador de Hadrones en la CERN de Ginebra, Suiza (descrito en la página 875), se construyó con la intención de efectuar experimentos diseñados para encontrar evidencia del bosón de Higgs. En estos experimentos, los protones se aceleran a casi la velocidad de la luz en direcciones opuestas en un túnel circular de 17 millas, y luego se dejan colisionar, lo que genera partículas aún más fundamentales a energías muy altas. Estos datos se examinan para encontrar evidencia de un exceso de partículas a una energía consistente con las predicciones teóricas del bosón de Higgs. El proceso teórico en curso va sugiriendo experimentos que den resultados a partir de los cuales se evalúe y, en última instancia, se refine una y otra vez esta teoría, lo cual constituye la esencia del método científico.

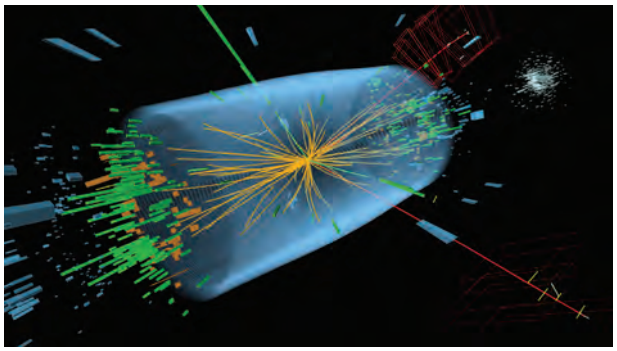


Ilustración de los datos obtenidos en la descomposición del bosón de Higgs en otras partículas luego de una colisión de 8 TeV en el Gran Colisionador de Hadrones de la CERN.

El 4 de julio de 2012, los científicos de la CERN anunciaron el descubrimiento del bosón de Higgs. Les llevó casi un billón de colisiones protón-protón el producir un evento de bosón de Higgs, lo que supone una enorme cantidad de datos obtenidos de dos conjuntos de experimentos independientes para confirmar los hallazgos. En ciencia, la búsqueda de respuestas nunca termina por completo. Nuestro entendimiento siempre puede mejorarse o refinarse, y algunas veces principios enteros de ciencia aceptada se sustituyen por otra teoría que permite explicar mejor las observaciones. Por ejemplo, los científicos no están seguros de si el bosón de Higgs es la única partícula que confiere masa a la materia, o si es sólo uno de los varios bosones de ese tipo predichos por otras teorías.

Pero con el paso del tiempo, el método científico ha demostrado ser nuestra mejor manera de entender el mundo físico. Se necesitaron 50 años para que la ciencia experimental validara la existencia del bosón de Higgs. Este descubrimiento fue recibido con fanfarrias y reconocido al año siguiente con el Premio Nobel 2013 de Física para Peter Higgs y François Englert, otro de los seis científicos originales que propusieron la existencia de un campo universal que da a las partículas sus masas. Es imposible imaginar a dónde conducirá la ciencia nuestro entendimiento del universo en los próximos 50 años, pero podemos estar casi seguros de que muchas de las teorías y los experimentos que impulsaron este descubrimiento científico serán muy diferentes de los que empleamos hoy en día.

1.4 Clasificación de la materia

En la sección 1.1 definimos la química como el estudio de la materia y los cambios que experimenta. La ***materia*** es *todo lo que ocupa espacio y tiene masa.* La materia incluye lo que podemos ver y tocar (como el agua, la tierra y los árboles) y lo que no podemos ver ni tocar (como el aire). Así pues, todo en el universo tiene una conexión "química".

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Los químicos distinguen varios subtipos de materia con base en su composición y propiedades. La clasificación de la materia incluye sustancias, mezclas, elementos y compuestos, además de los átomos y moléculas, que estudiaremos en el capítulo 2.

Sustancias y mezclas

Una ***sustancia*** es *una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas*. Son ejemplos de ello el agua, el amoniaco, el azúcar de mesa (sacarosa), el oro y el oxígeno. Las sustancias difieren entre ellas por su composición y se pueden identificar según su aspecto, color, sabor y otras propiedades.

Una ***mezcla*** es *una combinación de dos o más sustancias en la que éstas conservan sus propiedades distintivas*. Algunos ejemplos familiares son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas no poseen composición constante. Así, las muestras de aire obtenidas en distintas ciudades probablemente diferirán en su composición a causa de diferencias de altitud, contaminación atmosférica, etcétera.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas. Cuando se disuelve una cucharada de azúcar en agua, se obtiene una ***mezcla homogénea***, en la que *la composición de la mezcla es uniforme*. Sin embargo, al mezclar arena con virutas de hierro, tanto una como las otras se mantienen separadas (figura 1.4). En tal caso se habla de una ***mezcla heterogénea*** porque *su composición no es uniforme*.

Cualquier mezcla, sea homogénea o heterogénea, se puede formar y luego separar por medios físicos en sus componentes puros sin cambiar la identidad de tales componentes. Así pues, el azúcar se puede recuperar de una disolución acuosa al calentar esta última y evaporarla por completo. La condensación del vapor permite recuperar el agua. En cuanto a la separación de la mezcla hierro-arena, es posible usar un imán para separar las virutas de hierro, ya que el imán no atrae a la arena misma [figura 1.4*b*)]. Después de la separación, los componentes de la mezcla tendrán la misma composición y propiedades que al principio.

Elementos y compuestos

Las sustancias pueden ser elementos o compuestos. Un ***elemento*** es *una sustancia que no se puede separar en otras más sencillas por medios químicos.* Hasta la fecha se han identificado 118 elementos. La mayoría de éstos se encuentran de manera natural en la Tierra. Los otros se han obtenido por medios científicos mediante procesos nucleares, que son tema del capítulo 19.

a) *b*)

Figura 1.4 *a) La mezcla contiene virutas de hierro y arena. b) Un imán permite separar las virutas de hierro de la mezcla. Esta misma técnica se usa en mayor escala para separar hierro y acero de objetos no magnéticos, como aluminio, vidrio y plásticos.*

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Tabla 1.1 **Algunos elementos comunes y sus símbolos**

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

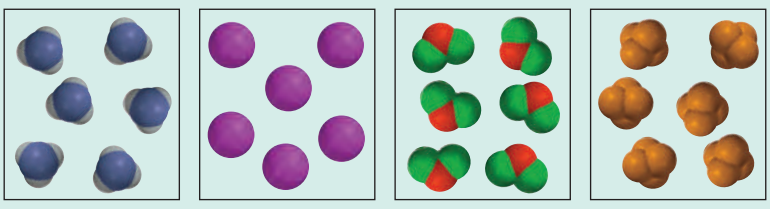
Por conveniencia, los químicos usan símbolos de una o dos letras para representar los elementos. Cuando son dos letras la primera *siempre* es mayúscula. Por ejemplo, Co es el símbolo del elemento cobalto, en tanto que CO es la fórmula de la molécula monóxido de carbono. En la tabla 1.1 se muestran los nombres y símbolos de algunos de los elementos más comunes; en las páginas finales de este libro aparece una lista completa de los elementos y sus símbolos. Los símbolos de algunos elementos se derivan de su nombre en latín, por ejemplo, Au de *aurum* (oro), Fe de *ferrum* (hierro) y Na de *natrium* (sodio), en cambio, en muchos otros casos guardan correspondencia con su nombre en inglés. En el apéndice 1 se incluye una lista del origen de los nombres de la mayoría de los elementos y de sus descubridores.

Los átomos de una gran cantidad de elementos pueden interactuar entre sí para formar compuestos. Por ejemplo, la combustión del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso forma agua, cuyas propiedades difieren claramente de las correspondientes a los elementos que la forman. El agua consiste en dos partes de hidrógeno por una de oxígeno. Esta composición no se modifica, sin importar que el agua provenga de un grifo en Estados Unidos, de un lago en Mongolia Exterior o de las capas de hielo de Marte. Así pues, el agua es un ***compuesto***, o sea, *una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones fijas*. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros por medios químicos.

Las relaciones entre los elementos, compuestos y otras categorías de materia se resumen en la figura 1.5.

Revisión de conceptos

¿Cuál de los siguientes diagramas representa elementos y cuál representa compuestos? Cada esfera de color (o esfera truncada) representa un átomo.
Diferentes átomos coloreados indican diferentes elementos.



a) *b*) *c*) *d*)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

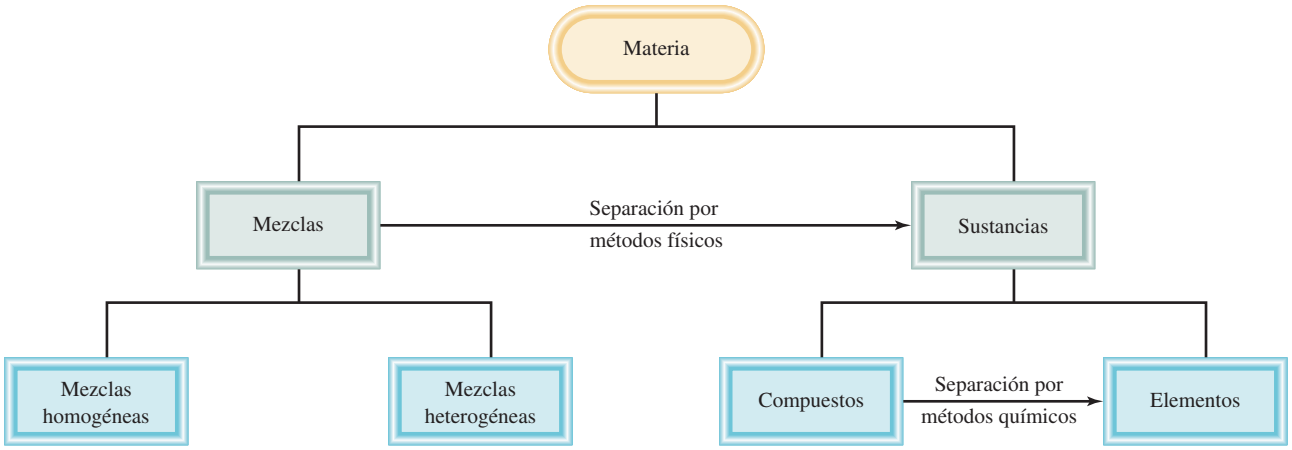


Figura 1.5 *Clasificación de la materia.*

1.5 Los tres estados de la materia

Por lo menos en principio, todas las sustancias pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gas. Como se muestra en la figura 1.6, los gases difieren de los líquidos y sólidos en la distancia que media entre las moléculas. En un sólido, las moléculas se mantienen juntas de manera ordenada, con escasa libertad de movimiento. Las moléculas de un líquido están cerca unas de otras, sin que se mantengan en una posición rígida, por lo que pueden moverse. En un gas, las moléculas están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el tamaño de las moléculas mismas.

Son posibles las conversiones entre los tres estados de la materia sin que cambie la composición de la sustancia. Al calentar un sólido (por ejemplo, el hielo) se funde y se transforma en líquido (agua). (La temperatura en la que ocurre esa transición se denomina *punto de fusión*.) Su calentamiento adicional convierte el líquido en gas. (Esta conversión sobreviene en el *punto de ebullición* del líquido.) Por otra parte, el enfriamiento de un gas hace que se condense en la forma de líquido. Al enfriar adicionalmente éste, se congela, es decir, toma una forma sólida. Los tres estados de la materia se muestran en

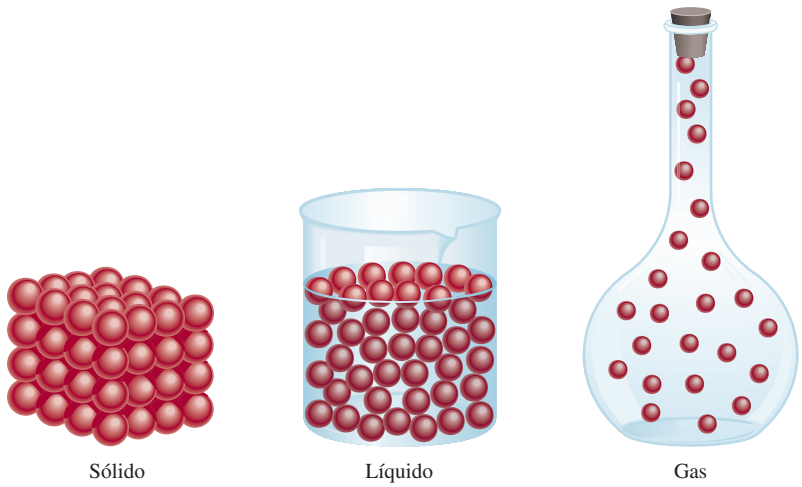


Figura 1.6 *Representación microscópica de un sólido, un líquido y un gas.*

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

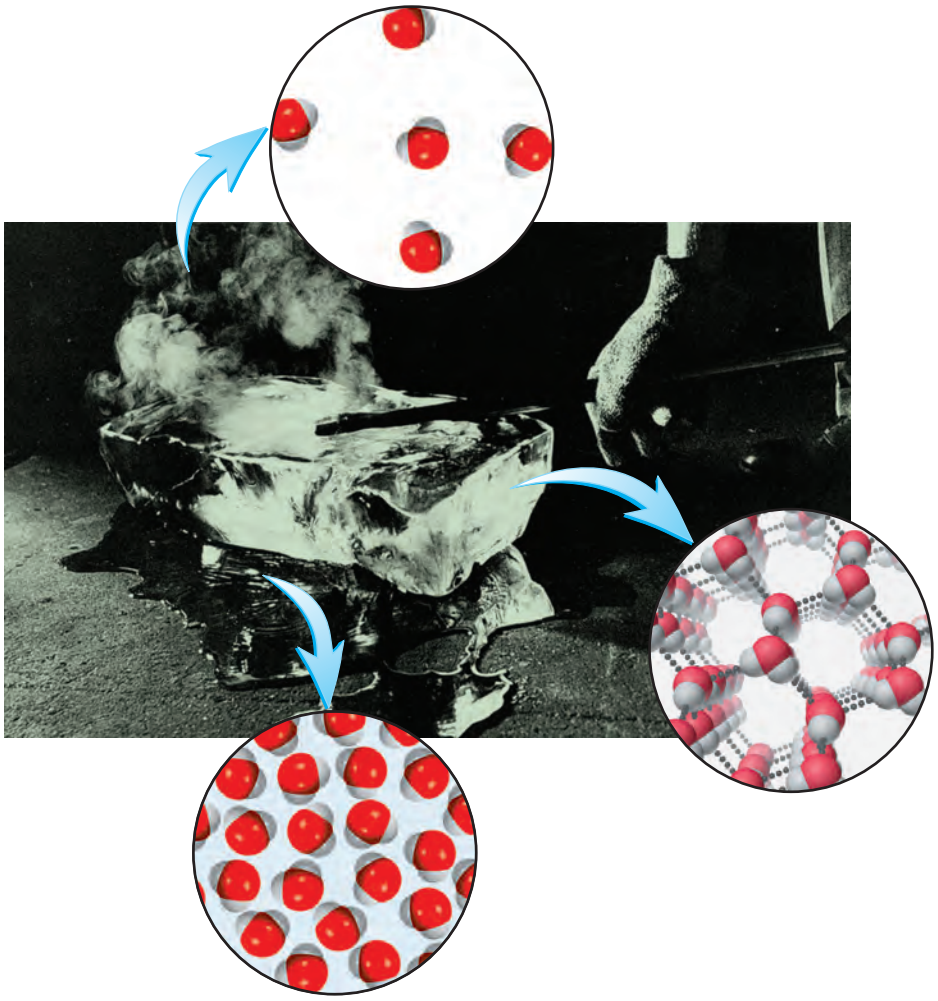


Figura 1.7 *Los tres estados de la materia. Un lingote caliente transforma el hielo en agua y luego en vapor de agua.*

la figura 1.7. Advierta que las propiedades del agua son únicas entre las sustancias comunes, ya que las moléculas en su estado líquido están más cerca unas de otras que en el estado sólido.

Revisión de conceptos

Un cubo de hielo se coloca en un recipiente cerrado. Cuando se calienta, el cubo de hielo primero se derrite y después el agua hierve hasta formar vapor. ¿Cuál de los siguientes enunciados es verdadero?

a) La apariencia física del agua es diferente en cada etapa de cambio.
b) La masa de agua es la mayor para el cubo de hielo y la menor para el vapor.

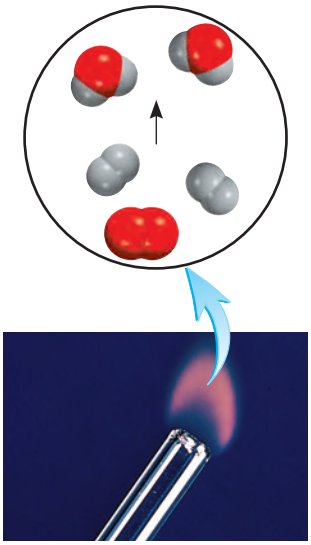
1.6 Propiedades físicas y químicas de la materia

Se identifica a las sustancias por sus propiedades y su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición son propiedades físicas. Una ***propiedad física*** *se puede medir*

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un bloque de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. De modo similar, cuando se afirma que el helio gaseoso es más ligero que el aire se hace referencia a una propiedad física.

Por otra parte, la aseveración: "el hidrógeno se quema en presencia de oxígeno para formar agua" describe una ***propiedad química*** del hidrógeno, ya que *a fin de observar esta propiedad debe ocurrir un cambio químico*, en este caso, la combustión. Después del cambio desaparece la sustancia química original, el hidrógeno, y sólo queda otra sustancia química distinta, el agua. Es *imposible* recuperar el hidrógeno a partir del agua mediante un cambio físico, como la ebullición o congelación.



Combustión del hidrógeno en el aire para formar agua.

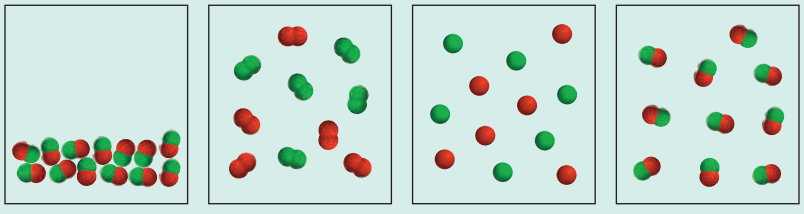
Cada vez que se cuece un huevo ocurre un cambio químico. Cuando la yema y la clara se someten a temperaturas cercanas a 100°C, experimentan cambios que no sólo modifican su aspecto físico, sino también su composición química. Después al comerse el huevo se modifica de nuevo, por efecto de sustancias del cuerpo humano llamadas *enzimas*. Esta acción digestiva es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que ocurre durante la digestión depende de las propiedades químicas de las enzimas y los alimentos.

Todas las propiedades mensurables de la materia corresponden a una de dos categorías adicionales: propiedades extensivas y propiedades intensivas. El valor medido de una ***propiedad extensiva*** *depende de la cantidad de materia que se considere*. La ***masa***, que es *la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia*, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, dos monedas de cobre tienen la misma masa combinada que la suma de las masas de cada moneda, en tanto que la longitud de dos canchas de tenis es la suma de las longitudes de ambas canchas. El ***volumen***, que se define como *la longitud elevada al cubo*, es otra propiedad extensiva. El valor de una cantidad extensiva depende de la cantidad de materia.

El valor medido de una ***propiedad intensiva*** *no depende de cuánta materia se considere*. La ***densidad***, que se define como *la masa de un objeto dividida entre su volumen*, es una propiedad intensiva. También lo es la temperatura. Suponga que se tienen dos matraces llenos de agua que están a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un matraz más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos matraces separados. A diferencia de la masa, longitud y volumen, la temperatura y otras propiedades intensivas no son aditivas.

Revisión de conceptos

El diagrama en *a*) muestra un compuesto integrado por átomos de dos elementos (representados por las esferas rojas y verdes) en estado líquido. ¿Cuál de los diagramas en *b*) a *d*) representa un cambio físico y cuál un cambio químico?



a) *b*) *c*) *d*)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

1.7 Mediciones

Los químicos frecuentemente realizan mediciones que usan en cálculos para obtener otras cantidades relacionadas. Los diferentes instrumentos permiten medir las propiedades de una sustancia: con una cinta métrica se mide la longitud; con la bureta, pipeta, probeta graduada y matraz volumétrico, el volumen (figura 1.8); con la balanza, la masa, y con el termómetro, la temperatura. Estos instrumentos proporcionan mediciones de ***propiedades macroscópicas*** que *pueden determinarse directamente*. Las ***propiedades microscópicas***, *en la escala atómica o molecular, tienen que determinarse con un método indirecto*, como analizaremos en el capítulo 2.

Una cantidad medida suele describirse como un número con una unidad apropiada. Afirmar que la distancia en automóvil entre Nueva York y San Francisco por cierta carretera es de 5 166 no tiene sentido. Se requiere especificar que la distancia es de 5 166 km. Lo mismo es válido en química; las unidades son esenciales para expresar correctamente las mediciones.

Unidades del Sistema Internacional (SI)

Durante muchos años, los científicos registraron las mediciones en *unidades métricas* que se relacionan de manera decimal, es decir, con base en potencias de 10. Sin embargo, en 1960 la Conferencia General de Pesos y Medidas, que es la autoridad internacional en cuanto a unidades, propuso un sistema métrico revisado, al que se llamó ***Sistema Internacional de Unidades*** (SI, del francés *S*ystème *I*nternationale d'Unites). En la tabla 1.2 se muestran las siete unidades básicas del SI. Todas las demás unidades de medición se derivan de ellas. Al igual que las unidades métricas, las del SI se modifican de manera deci-

Matraz volumétrico | Probeta graduada | Pipeta | Bureta

Figura 1.8 *Algunos dispositivos de medición comunes en los laboratorios de química. No se ilustran a escala proporcional. Los usos de estos dispositivos de medición se analizan en el capítulo 4.*

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Tabla 1.2 Unidades básicas del Sistema Internacional

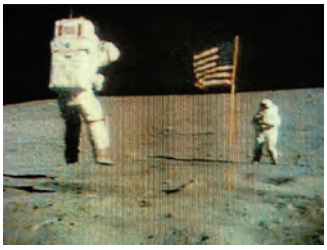
Cantidad básica	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Tabla 1.3 Prefijos usados con las unidades del Sistema Internacional

Prefijo	Símbolo	Significado	Ejemplo
tera-	T	1 000 000 000 000 o 10^{12}	1 terámetro (Tm) = 1×10^{12} m
giga-	G	1 000 000 000 o 10^{9}	1 gigámetro (Gm) = 1×10^{9} m
mega-	M	1 000 000 o 10^{6}	1 megámetro (Mm) = 1×10^{6} m
kilo-	k	1 000 o 10^{3}	1 kilómetro (km) = 1×10^{3} m
deci-	d	1/10 o 10^{-1}	1 decímetro (dm) = 0.1 m
centi-	c	1/100 o 10^{-2}	1 centímetro (cm) = 0.01 m
mili-	m	1/1 000 o 10^{-3}	1 milímetro (mm) = 0.001 m
micro-	μ	1/1 000 000 o 10^{-6}	1 micrómetro (μm) = 1×10^{-6} m
nano-	n	1/1 000 000 000 o 10^{-9}	1 nanómetro (nm) = 1×10^{-9} m
pico-	p	1/1 000 000 000 000 o 10^{-12}	1 picómetro (pm) = 1×10^{-12} m
femto-	f	1/1 000 000 000 000 000 o 10^{-15}	1 femtómetro (fm) = 1×10^{-15} m
atto-	a	1/1 000 000 000 000 000 000 o 10^{-18}	1 attómetro (am) = 1×10^{-18} m

Note que el prefijo métrico sólo representa un número

$1\ \text{mm} = 1 \times 10^{-3}\ \text{m}$



Un astronauta salta sobre la superficie lunar.

mal con prefijos, como se ilustra en la tabla 1.3. En este texto se utilizan tanto las unidades métricas como las del SI.

Las mediciones que se utilizan frecuentemente en el estudio de la química son las de tiempo, masa, volumen, densidad y temperatura.

Masa y peso

Aunque los términos "masa" y "peso" suelen usarse indistintamente, en sentido estricto se trata de cantidades diferentes. Mientras que la masa es una medición de la cantidad de materia en un objeto, el ***peso***, en sentido técnico, es *la fuerza que ejerce la gravedad sobre un objeto*. Una manzana que cae de un árbol es atraída hacia abajo por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de su ubicación, en tanto que el peso sí. Por ejemplo, en la superficie de la Luna la manzana pesaría apenas una sexta parte de lo que pesa en la Tierra, ya que la gravedad lunar equivale a un sexto de la terrestre. La menor gravedad de la Luna permitió que los astronautas saltaran sin dificultad en su superficie, pese a los voluminosos trajes y equipo. Los químicos se interesan principalmente en la masa, que puede determinarse con facilidad con una balanza; por extraño que parezca, el proceso de medir la masa se llama *pesada*.

La unidad de masa del SI es el *kilogramo* (kg). A diferencia de las unidades de longitud y tiempo, que se basan en procesos naturales que los científicos pueden repetir en cualquier momento, el kg se define en función de un objeto en particular (figura 1.9). En química es más conveniente usar una unidad más pequeña, el *gramo* (g):

$$1\ \text{kg} = 1\,000\ \text{g} = 1 \times 10^{3}\ \text{g}$$

Figura 1.9 *El kilogramo prototipo está hecho de una aleación de platino e iridio. Se conserva en un depósito de seguridad en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas que se encuentra en Sévres, Francia. ¡En 2007 se descubrió que la aleación ha perdido en forma misteriosa aproximadamente 50 μg!*

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

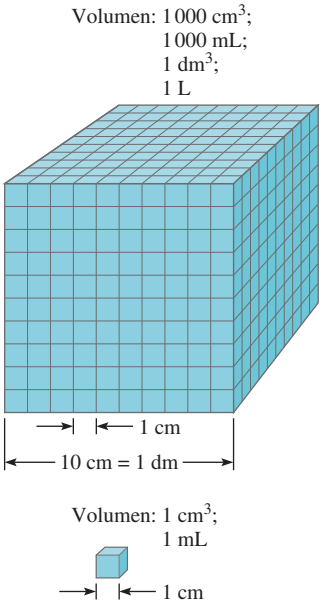


Figura 1.10 *Comparación de dos volúmenes, 1 mL y 1 000 mL.*

Volumen

La unidad de longitud del SI es el *metro* (m) y la unidad derivada del SI para volumen es el *metro cúbico* (m^3). No obstante, los químicos suelen trabajar con volúmenes mucho más pequeños, como el centímetro cúbico (cm^3) y el decímetro cúbico (dm^3):

$$1\ cm^3 = (1 \times 10^{-2}\ m)^3 = 1 \times 10^{-6}\ m^3$$
$$1\ dm^3 = (1 \times 10^{-1}\ m)^3 = 1 \times 10^{-3}\ m^3$$

Otra unidad de volumen muy usada es el litro (L). Un ***litro*** es *el volumen que ocupa un decímetro cúbico*. Un volumen de un litro es igual a 1 000 mililitros (mL) o 1 000 cm^3:

$$1\ L = 1\,000\ mL = 1\,000\ cm^3 = dm^3$$

y un mililitro es igual a un centímetro cúbico:

$$1\ mL = 1\ cm^3$$

En la figura 1.10 se comparan los tamaños relativos de dos volúmenes. Aunque el litro no es una unidad del SI, los volúmenes suelen expresarse en litros y mililitros.

Densidad

La ecuación para la densidad es:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

o

$$d = \frac{m}{V} \qquad (1.1)$$

donde d, m y V denotan densidad, masa y volumen, respectivamente. La densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente, por lo que la proporción de masa sobre volumen permanece sin cambio para un material dado; en otras palabras, V aumenta conforme lo hace m. Usualmente la densidad disminuye con la temperatura.

La unidad derivada del SI para la densidad es el kilogramo por metro cúbico (kg/m^3). Esta unidad resulta demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. En consecuencia, los gramos por centímetro cúbico (g/cm^3) y su equivalente de gramos por mililitro (g/mL) se usan más frecuentemente para las densidades de sólidos y líquidos. La densidad de los gases tiende a ser muy baja, de modo que se expresa en gramos por litro (g/L):

$$1\ g/cm^3 = 1\ g/mL = 1\,000\ kg/m^3$$
$$1\ g/L = 0.001\ g/mL$$

En la tabla 1.4 se muestra la densidad de algunas sustancias.

Tabla 1.4

Densidad de algunas sustancias a 25°C

Sustancia	Densidad (g/cm^3)
Aire*	0.001
Etanol	0.79
Agua	1.00
Grafito	2.2
Sal de mesa	2.2
Aluminio	2.70
Diamante	3.5
Hierro	7.9
Plomo	11.3
Mercurio	13.6
Oro	19.3
Osmio†	22.6

* Medido a 1 atmósfera.
† El osmio (Os) es el elemento más denso que se conoce.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Los ejemplos 1.1 y 1.2 muestran el cálculo de densidades.

Ejemplo 1.1

El oro es un metal precioso químicamente inerte. Se usa sobre todo en joyería, odontología y dispositivos electrónicos. Un lingote de oro con una masa de 301 g tiene un volumen de 15.6 cm^3. Calcule la densidad del oro.

Solución Se proporcionan la masa y el volumen y se pide calcular la densidad. Por ende, con base en la ecuación (1.1) escribimos:

$$\begin{aligned} d &= \frac{m}{V} \\ &= \frac{301\ \text{g}}{15.6\ \text{cm}^3} \\ &= 19.3\ \text{g/cm}^3 \end{aligned}$$

Ejercicio de práctica Una pieza de platino metálico con densidad de 21.5 g/cm^3 tiene un volumen de 4.49 cm^3. ¿Cuál es su masa?

Ejemplo 1.2

La densidad del mercurio, el único metal líquido a temperatura ambiente, es de 13.6 g/mL. Calcule la masa de 5.50 mL del líquido.

Solución Nos dan la densidad y el volumen de un líquido y se nos pide calcular la masa del líquido. Reordenamos la ecuación (1.1) para obtener:

$$\begin{aligned} m &= d \times V \\ &= 13.6\frac{\text{g}}{\cancel{\text{mL}}} \times 5.50\ \cancel{\text{mL}} \\ &= 74.8\ \text{g} \end{aligned}$$

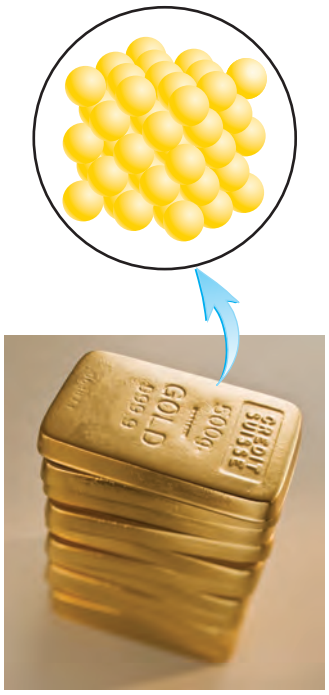
Ejercicio de práctica La densidad del ácido sulfúrico en cierto acumulador de automóvil es de 1.41 g/mL. Calcule la masa de 242 mL del líquido.

Escalas de temperatura

Son tres las escalas de temperatura que están en uso actualmente. Sus unidades son °F (grados Fahrenheit), °C (grados Celsius) y K (kelvin). En la escala Fahrenheit, la más usada en Estados Unidos fuera de los laboratorios, se definen los puntos de congelación y ebullición normales del agua como 32°F y 212°F, respectivamente. La escala Celsius divide el intervalo entre los puntos de congelación (0°C) y ebullición (100°C) del agua en 100 grados. Como se muestra en la tabla 1.2, el ***kelvin*** es la *unidad básica de temperatura del SI*; se trata de una escala de temperatura *absoluta*. Por absoluta debe entenderse que el 0 de la escala Kelvin, denotado como 0 K, es la temperatura más baja que puede alcanzarse en teoría. Por otra parte, 0°F y 0°C se basan en el comportamiento de una sustancia elegida arbitrariamente, el agua. En la figura 1.11 se comparan las tres escalas de temperatura.

La magnitud de un grado en la escala Fahrenheit es de apenas 100/180, o sea, 5/9 de un grado en la escala Celsius. A fin de convertir grados Fahrenheit a grados Celsius, se escribe:

$$?°\text{C} = (°\text{F} - 32°\text{F}) \times \frac{5°\text{C}}{9°\text{F}} \qquad (1.2)$$



Lingotes de oro y el arreglo de estado sólido de los átomos de oro.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

Mercurio.

Problemas similares: 1.21, 1.22.

Observe que la escala Kelvin no tiene el signo de grados. Además, las temperaturas expresadas en kelvins por ningún concepto pueden ser negativas.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

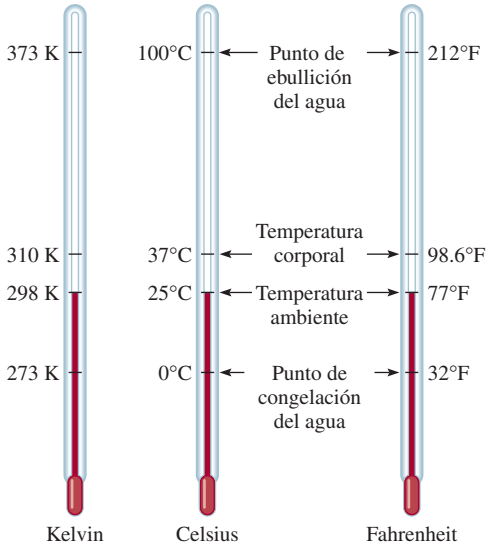


Figura 1.11 *Comparación entre las tres escalas de temperatura: Celsius, Fahrenheit y escala absoluta (Kelvin). Observe que existen 100 divisiones o grados entre el punto de congelación y el de ebullición del agua en la escala Celsius, y 180 divisiones o grados entre los mismos puntos en la escala Fahrenheit. La escala Celsius se llamó anteriormente escala centígrada.*

La siguiente ecuación se utiliza para convertir grados Celsius a grados Fahrenheit:

$$?°F = \frac{9°F}{5°C} \times (°C) + 32°F \tag{1.3}$$

Las escalas Celsius y Kelvin tienen unidades de la misma magnitud, es decir, un grado Celsius es equivalente a un kelvin. En estudios experimentales, se ha comprobado que el cero absoluto de la escala Kelvin equivale a $-273.15°C$. Así pues, es posible usar la ecuación siguiente para convertir grados Celsius a kelvin:

$$? K = (°C + 273.15°C) \frac{1 K}{1°C} \tag{1.4}$$

Con mucha frecuencia es necesario hacer conversiones entre grados Celsius y grados Fahrenheit, y entre grados Celsius y kelvin. Tales conversiones se ilustran en el ejemplo 1.3.

La sección "Química en acción" de la página 17 nos muestra por qué debemos tener cuidado con las unidades en el trabajo científico.

Ejemplo 1.3

a) Por debajo de la temperatura de transición de $-141°C$, cierta sustancia se convierte en un superconductor; es decir, puede conducir electricidad sin resistencia. ¿Cuál es esa temperatura en grados Fahrenheit? *b*) El helio tiene el punto de ebullición más bajo de todos los elementos, de $-452°F$. Convierta esta temperatura a grados Celsius. *c*) El mercurio, único metal líquido a temperatura ambiente, funde a $-38.9°C$. Convierta su punto de fusión a kelvins.

Solución Estas tres partes requieren efectuar conversiones de temperatura, por lo que necesitaremos las ecuaciones (1.2), (1.3) y (1.4). Tenga en cuenta que la temperatura más baja en la escala Kelvin es cero (0 K), por lo que en dicha escala no se tienen valores negativos.

a) Esta conversión se realiza al escribir:

$$\frac{9°F}{5°C} \times (-141°C) + 32°F = -222°F$$

(*continúa*)

Imán suspendido sobre un superconductor enfriado por debajo de su temperatura de transición mediante nitrógeno líquido.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

QUÍMICA en Acción

La importancia de las unidades

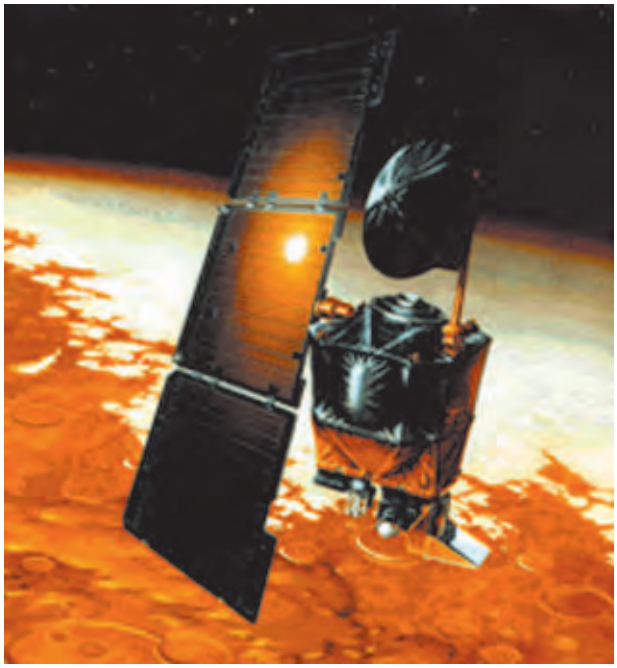
En diciembre de 1998, la NASA lanzó el Mars Climate Orbiter, con costo de 125 millones de dólares, del cual se pretendía que fuera el primer satélite meteorológico del planeta rojo. Luego de un recorrido de casi 416 millones de millas, la nave espacial debía entrar en la órbita marciana el 23 de septiembre de 1999. En vez de ello, el satélite atravesó la atmósfera de Marte a una altura de casi 100 km (62 millas) menor que la planeada y el calor lo destruyó. Los controladores de la misión señalaron que la pérdida de la nave espacial se debió a un error en la conversión de las unidades inglesas de medición a las unidades métricas en los programas de navegación.

Los ingenieros de la Lockheed Martin Corporation que fabricaron la nave espacial especificaron su fuerza en libras que es la unidad inglesa. Por su parte, los científicos del Jet Propulsion Laboratory de la NASA habían supuesto que los datos de fuerza que recibieron estaban expresados en unidades métricas, a saber, en newtons. Por lo común, la libra es la unidad de masa. Sin embargo, cuando se expresa como unidad de fuerza, 1 libra (lb) es la fuerza debida a la atracción ejercida por la gravedad sobre un objeto que tiene dicha masa. La conversión entre libra y newton parte de que 1 lb = 0.4536 kg y de la segunda ley del movimiento de Newton:

$$\begin{aligned}\text{Fuerza} &= \text{masa} \times \text{aceleración}\\ &= 0.4536\ \text{kg} \times 9.81\ \text{m/s}^2\\ &= 4.45\ \text{kg m/s}^2\\ &= 4.45\ \text{N}\end{aligned}$$

puesto que 1 newton (N) = 1 kg m/s^2. Así pues, en vez de convertir 1 lb de fuerza a 4.45 N, los científicos la consideraron como 1 N.

La fuerza considerablemente menor del motor expresada en newtons dio por resultado una órbita más baja y, en última instancia, la destrucción de la nave. Uno de los científicos comentó lo siguiente sobre el fracaso de la misión a Marte: "Ésta será una anécdota de advertencia que se incluirá en la introducción al sistema métrico en la educación básica, media y superior hasta el fin de los tiempos".



Representación artística del Martian Climate Orbiter.

(*continuación*)

b) En este caso, tenemos:

$$(-452^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) \times \frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}} = -269^\circ\text{C}$$

c) El punto de fusión del mercurio en kelvins está dado por:

$$(-38.9^\circ\text{C} + 273.15^\circ\text{C}) \times \frac{1\ \text{K}}{1^\circ\text{C}} = 234.3\ \text{K}$$

Ejercicio de práctica Convierta: *a*) 327.5°C (el punto de fusión del plomo) a grados Fahrenheit, *b*) 172.9°F (el punto de ebullición del etanol) a grados Celsius y *c*) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, a grados Celsius.

Problemas similares: 1.24, 1.25, 1.26.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Revisión de conceptos

La densidad del cobre es de 8.94 g/cm^3 a 20°C y 8.91 g/cm^3 a 60°C. Esta disminución en la densidad es consecuencia de

a) La expansión del metal.
b) La contracción del metal.
c) El aumento en la masa del metal.
d) La disminución de la masa del metal.

1.8 Manejo de los números

Después de estudiar algunas unidades empleadas en química, ahora centraremos la atención en técnicas del manejo de números relacionados con mediciones, a saber, la notación científica y las cifras significativas.

Notación científica

Es frecuente que los químicos trabajen con cifras muy grandes o muy pequeñas. Por ejemplo, en 1 g de hidrógeno elemental hay aproximadamente

$$602\,200\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

átomos de hidrógeno. Cada átomo de hidrógeno tiene una masa de apenas

$$0.000000000000000000000000166 \text{ g}$$

Estos números son difíciles de manejar y es muy fácil que se cometan errores al usarlos en cálculos aritméticos. Considere la multiplicación siguiente:

$$0.0000000056 \times 0.00000000048 = 0.000000000000000002688$$

Sería fácil pasar por alto un cero o añadir un cero de más luego del punto decimal. Por consiguiente, cuando se trabaja con números muy grandes o muy pequeños se usa un sistema llamado *notación científica*. Sin importar su magnitud, todos los números pueden expresarse en la forma:

$$N \times 10^n$$

donde N es un número entre 1 y 10, y n, el exponente, es un entero positivo o negativo. Se dice que todo número expresado de esta manera está escrito en notación científica.

Suponga que se tiene cierto número que debe expresarse en notación científica. En lo fundamental, se requiere encontrar n. Hay que contar el número de lugares que debe moverse el punto decimal para obtener el número N (que está entre 1 y 10). Si el punto decimal debe moverse a la izquierda, n es un entero positivo, y si debe desplazarse a la derecha, n es un entero negativo. Los ejemplos siguientes ilustran el uso de la notación científica:

1. Exprese 568.762 en notación científica:

$$568.762 = 5.68762 \times 10^2$$

Observe que el punto decimal se mueve dos lugares a la izquierda y $n = 2$.

2. Exprese 0.00000772 en notación científica:

$$0.00000772 = 7.72 \times 10^{-6}$$

En este caso, el punto decimal se desplaza a la derecha seis lugares y $n = -6$.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Debe considerar los dos aspectos siguientes. Primero, que $n = 0$ se usa para los números que no se expresan en notación científica. Por ejemplo, 74.6×10^0 ($n = 0$) equivale a 74.6. Segundo, que la práctica usual es omitir el exponente cuando $n = 1$. Así pues, la notación científica de 74.6 es 7.46×10 y no 7.46×10^1.

Todo número elevado a la potencia cero es igual a la unidad.

A continuación consideramos el manejo de la notación científica en operaciones aritméticas.

Adición y sustracción

A efecto de sumar o restar con uso de la notación científica, primero escribimos cada cantidad, por ejemplo, N_1 y N_2, con el mismo exponente n. Luego, combinamos N_1 y N_2, sin que cambien los exponentes. Considere los ejemplos siguientes:

$$\begin{aligned}(7.4 \times 10^3) + (2.1 \times 10^3) &= 9.5 \times 10^3\\ (4.31 \times 10^4) + (3.9 \times 10^3) &= (4.31 \times 10^4) + (0.39 \times 10^4)\\ &= 4.70 \times 10^4\\ (2.22 \times 10^{-2}) - (4.10 \times 10^{-3}) &= (2.22 \times 10^{-2}) - (0.41 \times 10^{-2})\\ &= 1.81 \times 10^{-2}\end{aligned}$$

Multiplicación y división

La multiplicación de números expresados en notación científica requiere en primer término multiplicar de la manera usual N_1 por N_2 y los exponentes se *suman*. En el caso de la división con notación científica, dividimos del modo habitual N_1 entre N_2 y luego restamos los exponentes. Los ejemplos siguientes muestran la realización de estas operaciones:

$$\begin{aligned}(8.0 \times 10^4) \times (5.0 \times 10^2) &= (8.0 \times 5.0)(10^{4+2})\\ &= 40 \times 10^6\\ &= 4.0 \times 10^7\\ (4.0 \times 10^{-5}) \times (7.0 \times 10^3) &= (4.0 \times 7.0)(10^{-5+3})\\ &= 28 \times 10^{-2}\\ &= 2.8 \times 10^{-1}\\ \frac{6.9 \times 10^7}{3.0 \times 10^{-5}} &= \frac{6.9}{3.0} \times 10^{7-(-5)}\\ &= 2.3 \times 10^{12}\\ \frac{8.5 \times 10^4}{5.0 \times 10^9} &= \frac{8.5}{5.0} \times 10^{4-9}\\ &= 1.7 \times 10^{-5}\end{aligned}$$

Cifras significativas

Salvo cuando todos los números sean enteros (por ejemplo, contar el número de estudiantes en un salón de clases), suele ser imposible obtener el valor exacto de la cantidad que se investigue. Por ello, es importante señalar el margen de error en una medición al indicar con claridad el número de ***cifras significativas***, que son *los dígitos significativos en una cantidad medida o calculada*. Al usar las cifras significativas, se da por entendido que el último dígito es incierto. Por ejemplo, podría medirse el volumen de cierto líquido con una probeta graduada con una escala tal que la incertidumbre en la medición sea de 1 mL. Si el volumen resulta ser de 6 mL, entonces el volumen real se ubica en el intervalo de 5 a 7 mL. Ese volumen lo representamos como (6 ± 1) mL. En este caso, existe una sola cifra significativa (el dígito 6) con incertidumbre de más o menos 1 mL. A fin de lograr mayor exactitud, podríamos usar una probeta graduada con divisiones más finas, de modo que ahora el volumen medido tenga incertidumbre de apenas 0.1 mL. Si el volumen del líquido resulta de 6.0 mL, la cantidad se expresaría como (6.0 ± 0.1) mL y

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

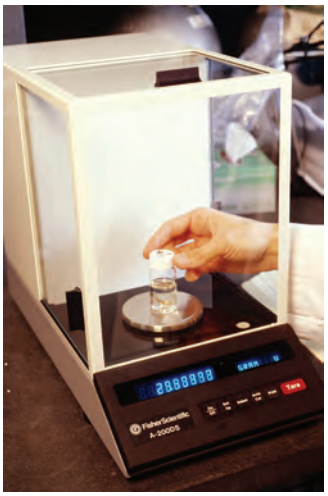


Figura 1.12 *Báscula de precisión de registro digital A-200DS de Fisher Scientific.*

el valor real se ubicaría entre 5.9 y 6.1 mL. Aunque es posible mejorar adicionalmente el dispositivo de medición y obtener más cifras significativas, en cada caso el último dígito es siempre incierto; la magnitud de tal incertidumbre depende del dispositivo de medición usado.

En la figura 1.12 se muestra una balanza moderna. Este tipo de balanza está disponible en muchos laboratorios de química general y permite medir fácilmente la masa de los objetos hasta con cuatro decimales. En consecuencia, la masa medida suele tener cuatro cifras significativas (por ejemplo, 0.8642 g) o más (por ejemplo, 3.9745 g). Llevar el control del número de cifras significativas en una medición, como la de masa, garantiza que los cálculos correspondientes a los datos reflejen la precisión de la medición.

Lineamientos para el uso de cifras significativas

En el trabajo científico, siempre debemos tener el cuidado de escribir el número adecuado de cifras significativas. En general, es más bien sencillo determinar cuántas cifras significativas tiene un número, si se acatan las reglas siguientes:

1. Todo dígito que no sea cero es significativo. De tal suerte, 845 cm tiene tres cifras significativas, 1.234 kg tiene cuatro, y así sucesivamente.
2. Los ceros entre dígitos distintos de cero son significativos. Así pues, 606 m incluye tres cifras significativas, 40 501 kg posee cinco cifras significativas, etcétera.
3. Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Su propósito es indicar la ubicación del punto decimal. Por ejemplo, 0.08 L tendría una cifra significativa; 0.0000349 g, tres cifras significativas, y así sucesivamente.
4. Si un número es mayor que la unidad, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, 2.0 mg tiene dos cifras significativas; 40.062 mL, cinco, y 3.040 dm, cuatro cifras significativas. En el caso de números menores que la unidad, son significativos sólo los ceros que están al final del número y los que aparecen entre dígitos distintos de cero. Ello significa que 0.090 kg tiene dos cifras significativas; 0.3005 L, cuatro; 0.00420 min, tres, y así sucesivamente.
5. En cuanto a números que no incluyen el punto decimal, los ceros que están a la derecha (es decir, después del último dígito distinto de cero) podrían ser significativos o no. Así, 400 cm tendría una cifra significativa (el dígito 4), dos (40) o tres (400). Es imposible afirmar cuál de esas opciones es la correcta sin más información. Sin embargo, con la notación científica se evita tal ambigüedad. En este caso particular es posible expresar el número 400 como 4×10^2 para considerar una cifra significativa; 4.0×10^2 para dos cifras, o 4.00×10^2 para tres cifras significativas.

El ejemplo 1.4 muestra la determinación de cifras significativas.

Ejemplo 1.4

Determine el número de cifras significativas en las mediciones siguientes: *a*) 394 cm, *b*) 5.03 g, *c*) 0.714 m, *d*) 0.052 kg, *e*) 2.720×10^{22} átomos, *f*) 3 000 mL.

Solución *a*) Tres, ya que cada dígito es distinto de cero. *b*) Tres, puesto que los ceros entre los dígitos distintos de cero son significativos. *c*) Tres, en virtud de que los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no cuentan como cifras significativas. *d*) Dos, por la misma razón que en el caso anterior. *e*) Cuatro, ya que el número es mayor que la unidad, de modo que todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. *f*) Éste es un caso ambiguo. El número de cifras significativas puede ser cuatro (3.000×10^3), tres (3.00×10^3), dos (3.0×10^3) o una (3×10^3). Este ejemplo ilustra por qué debe usarse la notación científica para indicar el número correcto de cifras significativas.

(*continúa*)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Problemas similares: 1.33 y 1.34.

Ejercicio de práctica Determine el número de cifras significativas en cada una de las mediciones siguientes: *a*) 35 mL, *b*) 2 008 g, *c*) 0.0580 m^3, *d*) 7.2×10^4 moléculas, *e*) 830 kg.

Un segundo conjunto de reglas especifica cómo manejar las cifras significativas en los cálculos:

1. En la suma y la resta, la respuesta no puede tener más dígitos a la derecha del punto decimal que los presentes en los números originales. Considere los ejemplos siguientes:

$$\begin{array}{r} 89.332 \\ +\ 1.1 \\ \hline 90.432 \end{array} \begin{array}{l} \\ \longleftarrow \text{un dígito después del punto decimal} \\ \longleftarrow \text{se redondea a } 90.4 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 2.097 \\ -\ 0.12 \\ \hline 1.977 \end{array} \begin{array}{l} \\ \longleftarrow \text{dos dígitos después del punto decimal} \\ \longleftarrow \text{se redondea a } 1.98 \end{array}$$

El procedimiento de redondeo es el siguiente. A fin de redondear un número en cierto punto, simplemente se eliminan los dígitos que siguen a dicho punto si el primero de ellos es menor que cinco. Así pues, 8.724 se redondea a 8.72 si sólo se necesitan dos dígitos después del punto decimal. En caso de que el primer dígito después del punto de redondeo sea igual o mayor que cinco, se agrega uno al dígito precedente. De tal suerte, 8.727 se redondea a 8.73, y 0.425 a 0.43.

2. En la multiplicación y división, el número de cifras significativas en el producto o cociente final se determina con base en el número original que tenga la *menor* cantidad de cifras significativas. Los ejemplos siguientes ilustran la regla:

$$2.8 \times 4.5039 = 12.61092 \longleftarrow \text{se redondea a } 13$$

$$\frac{6.85}{112.04} = 0.0611388789 \longleftarrow \text{se redondea a } 0.0611$$

3. Tenga presente que puede considerarse que los *números exactos* obtenidos de definiciones o al contar el número de objetos poseen un número infinito de cifras significativas. Por ejemplo, se define la pulgada exactamente como 2.54 cm, es decir,

$$1 \text{ pulgada} = 2.54 \text{ cm}$$

Por lo tanto, "2.54" en la ecuación no debe interpretarse como un número medido con tres cifras significativas. En cálculos que implican la conversión de pulgadas a centímetros, "1" y "2.54" se manejan como si tuvieran un número infinito de cifras significativas. De igual manera, si un objeto tiene una masa de 5.0 g, entonces la masa de nueve de tales objetos sería

$$5.0 \text{ g} \times 9 = 45 \text{ g}$$

La respuesta tiene dos cifras significativas debido a que 5.0 g tiene dos cifras significativas. El número 9 es exacto y no determina el número de cifras significativas.

El ejemplo 1.5 muestra cómo se manejan las cifras significativas en operaciones aritméticas.

Ejemplo 1.5

Realice las operaciones aritméticas siguientes con el número correcto de cifras significativas: *a*) 12 343.2 g + 0.1893 g, *b*) 55.67 L – 2.386 L, *c*) 7.52 m × 6.9332, *d*) 0.0239 kg ÷ 46.5 mL, *e*) 5.21×10^3 cm + 2.92×10^2 cm.

(*continúa*)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

(*continuación*)

Solución En la suma y resta, la cantidad de decimales en la respuesta depende del número que tenga la menor cantidad de decimales. En la multiplicación y división, la cantidad de cifras significativas de la respuesta se determina según el número que tenga menos cifras significativas.

a)
$$\begin{array}{r} 12\,343.2\ \text{g} \\ +\quad 0.1893\ \text{g} \\ \hline 12\,343.3893\ \text{g} \end{array} \longleftarrow \text{se redondea a } 12\,343.4\ \text{g}$$

b)
$$\begin{array}{r} 55.67\ \text{L} \\ -\ 2.386\ \text{L} \\ \hline 53.284\ \text{L} \end{array} \longleftarrow \text{se redondea a } 53.28\ \text{L}$$

c) $7.52\ \text{m} \times 6.9232 = 52.06246\ \text{m} \longleftarrow$ se redondea a $52.1\ \text{m}$

d) $\dfrac{0.0239\ \text{kg}}{46.5\ \text{mL}} = 0.0005139784946\ \text{kg/mL} \longleftarrow$ se redondea a $0.000514\ \text{kg/mL}$ o $5.14 \times 10^{-4}\ \text{kg/mL}$

e) Primero cambiamos 2.92×10^2 cm a 0.292×10^3 cm y luego realizamos la suma $(5.21\ \text{cm} + 0.292\ \text{cm}) \times 10^3$. Después procedemos como en *a*) y la respuesta es 5.50×10^3 cm.

Problemas similares: 1.35 y 1.36.

Ejercicio de práctica Realice las operaciones aritméticas siguientes y redondee las respuestas al número apropiado de cifras significativas: *a*) 26.5862 L + 0.17 L, *b*) 9.1 g − 4.682 g, *c*) 7.1×10^4 dm $\times$ 2.2654×10^2 dm, *d*) 6.54 g ÷ 86.5542 mL, *e*) $(7.55 \times 10^4$ m) − $(8.62 \times 10^3$ m).

El procedimiento de redondeo precedente se aplica a cálculos de un solo paso. En los *cálculos en cadena*, es decir, los que incluyen dos o más pasos, se aplica una versión modificada de ese procedimiento. Considere el siguiente cálculo de dos pasos:

Primer paso: $A \times B = C$
Segundo paso: $C \times D = E$

Suponga que A = 3.66, B = 8.45 y D = 2.11. Según se redondee C a tres o cuatro cifras significativas, se obtiene un valor distinto para E:

Método 1	Método 2
$3.66 \times 8.45 = 30.9$	$3.66 \times 8.45 = 30.93$
$30.9 \times 2.11 = 65.2$	$30.93 \times 2.11 = 65.3$

No obstante, si realizáramos el cálculo de $3.66 \times 8.45 \times 2.11$ en una calculadora sin redondeo del resultado intermedio, obtendríamos 65.3 como respuesta de E. Mantener un dígito adicional de cifras significativas en los pasos intermedios ayuda a eliminar errores por el redondeo; este procedimiento no es necesario para la mayoría de los cálculos debido a que, en general, la diferencia en los resultados es muy pequeña. Así, en algunos problemas del final del capítulo en los que se muestran las respuestas intermedias, todas las respuestas, intermedias y finales, las redondeamos.

Exactitud y precisión

En el análisis de las mediciones y cifras significativas, es útil la diferenciación entre *exactitud* y *precisión*. La ***exactitud*** indica *cuán cerca está una medición del valor verdadero de la cantidad medida*. La ***precisión*** *se refiere a cuán estrechamente concuerdan entre sí dos o más mediciones de la misma cantidad* (figura 1.13).

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

a) *b)* *c)*

Figura 1.13 *La distribución de los hoyos creados por los dardos en el tablero muestra la diferencia entre precisión y exactitud. a) Buena exactitud y buena precisión. b) Poca exactitud y buena precisión. c) Poca exactitud y poca precisión.*

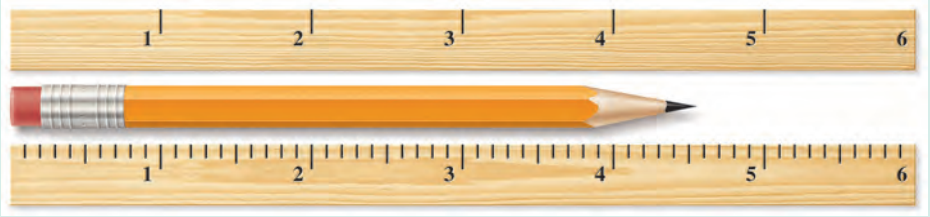
La diferencia entre exactitud y precisión es sutil a la vez que importante. Por ejemplo, suponga que se pide a tres estudiantes determinar la masa de una pieza de alambre de cobre. Los resultados de dos pesadas sucesivas por cada estudiante son:

	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
	1.964 g	1.972 g	2.000 g
	1.978 g	1.968 g	2.002 g
Valor promedio	1.971 g	1.970 g	2.001 g

La masa verdadera del alambre es 2.000 g. Por ende, los resultados del estudiante B son más *precisos* que los del estudiante A (1.972 g y 1.968 g se desvían menos de 1.970 que 1.964 y 1.978 g de 1.971 g); pero ninguno de los conjuntos de resultados es muy *exacto*. Los resultados del estudiante C no sólo son los más *precisos*, sino también los más *exactos*, ya que el valor promedio es más cercano al valor verdadero. Las mediciones muy exactas también suelen ser muy precisas. Por otra parte, las mediciones muy precisas no garantizan necesariamente resultados exactos. A manera de ejemplo, una cinta métrica calibrada en forma inadecuada o una balanza defectuosa puede brindar valores precisos pero erróneos.

Revisión de conceptos

Dé la longitud del lápiz con cifras significativas adecuadas, según sea la regla que usted elija para hacer la medición.



1.9 Análisis dimensional en la resolución de problemas

Las mediciones cuidadosas y el uso correcto de las cifras significativas, junto con los cálculos igualmente correctos, proporcionan resultados numéricos exactos. Sin embargo, para que las respuestas tengan sentido también deben expresarse en las unidades requeridas. El procedimiento que se usa para la conversión entre unidades se llama *análisis dimensional* (también conocido como *método del factor unitario*). El análisis dimensional es una técnica sencilla que requiere poca memorización, se basa en la relación entre unidades distintas que expresan una misma cantidad física. Por ejemplo, por definición,

El análisis dimensional también podría haber llevado a Einstein a su famosa ecuación de la masa y la energía ($E = mc^2$).

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

1 pulgada = 2.54 cm (exactamente). Esta equivalencia permite escribir el siguiente factor de conversión:

$$\frac{1 \text{ pulgada}}{2.54 \text{ cm}}$$

Puesto que tanto el numerador como el denominador expresan la misma longitud, esta fracción es igual a 1. El factor de conversión también se puede escribir como

$$\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ pulgada}}$$

que es también igual a 1. Los factores de conversión son útiles para cambiar unidades. Así, si deseamos convertir una longitud expresada en pulgadas a centímetros, multiplicamos la longitud por el factor de conversión apropiado.

$$12.00 \cancel{\text{pulgada}} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{pulgada}}} = 30.48 \text{ cm}$$

Escogemos el factor de conversión que cancela las unidades de pulgadas y produce la unidad deseada, centímetros. Observe que el resultado está expresado en cuatro cifras significativas porque 2.54 es un número exacto.

A continuación, consideremos la conversión de 57.8 m en cm. Este problema puede expresarse como:

$$? \text{ cm} = 57.8 \text{ m}$$

Por definición,

$$1 \text{ cm} = 1 \times 10^{-2} \text{ m}$$

Puesto que nos interesa convertir "m" en "cm", elegimos el factor de conversión que tiene los metros en el denominador:

$$\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}}$$

y escribimos la conversión como

$$\begin{aligned} ? \text{ cm} &= 57.8 \cancel{\text{m}} \times \frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \cancel{\text{m}}} \\ &= 5\,780 \text{ cm} \\ &= 5.78 \times 10^{3} \text{ cm} \end{aligned}$$

Observe que la notación científica se usa para indicar que la respuesta tiene tres cifras significativas. Una vez más, el factor de conversión 1 cm/1 $\times$ 10^{-2} m contiene números exactos, por lo que no afecta la cantidad de cifras significativas.

En general, al aplicar el análisis dimensional usamos la relación:

$$\text{cantidad dada} \times \text{factor de conversión} = \text{cantidad buscada}$$

Recuerde que la unidad buscada aparece en el numerador y la unidad que deseamos cancelar aparece en el denominador.

y las unidades se cancelan como sigue:

$$\cancel{\text{unidad dada}} \times \frac{\text{unidad buscada}}{\cancel{\text{unidad dada}}} = \text{unidad buscada}$$

En el análisis dimensional, las unidades se mantienen en toda la secuencia de cálculos. Por lo tanto, se cancelan todas las unidades, salvo la buscada, si establecemos correctamente la ecuación. De no ser así, se ha cometido un error en alguna parte y por lo regular es posible identificarlo al revisar la solución.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Nota sobre la resolución de problemas

Hasta aquí se han descrito la notación científica, las cifras significativas y el análisis dimensional, que son útiles en la resolución de problemas numéricos. La química es una ciencia experimental y muchos de los problemas son cuantitativos. La clave para el éxito en la resolución de problemas es la práctica. De igual modo que un corredor del maratón no puede prepararse para una carrera con la simple lectura de libros sobre cómo correr y un pianista no puede dar un buen concierto con sólo memorizar la partitura, el lector no podrá tener la certeza de que entiende la química sin resolver problemas. Los pasos siguientes le ayudarán a mejorar su habilidad en la resolución de problemas numéricos.

1. Lea cuidadosamente la pregunta. Debe entender la información dada y la incógnita que debe despejar. Con frecuencia es útil elaborar un bosquejo que le ayude a visualizar la situación.
2. Encuentre la ecuación apropiada que relacione la información dada con la incógnita. En ocasiones, resolver un problema requiere dos o más pasos y podría ser necesario buscar cantidades en tablas no proporcionadas como parte del problema. El análisis dimensional suele necesitarse para las conversiones.
3. Verifique en la respuesta que el signo, las unidades y las cifras significativas sean correctos.
4. En la resolución de problemas es muy importante la capacidad de juzgar si la respuesta es razonable o no. Identificar un signo o unidad incorrectos es relativamente sencillo. Sin embargo, cuando un número (por ejemplo, 9) se coloca de manera incorrecta en el denominador en lugar del numerador, el valor de la respuesta sería demasiado pequeño incluso si el signo y las unidades de la cantidad calculada fueran correctas.
5. Una forma rápida de verificar la respuesta es redondear los números del cálculo de manera que se simplifiquen los procedimientos aritméticos. Aunque la respuesta obtenida no sea exacta, sí será cercana a la correcta.

Ejemplo 1.6

El consumo diario de glucosa (una forma de azúcar) de una persona es de 0.0833 lb. ¿Cuál es el valor de esta masa en miligramos (mg)? (1 lb = 453.6 g.)

Estrategia El problema puede expresarse como sigue:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb}$$

La relación de las libras con los gramos está indicada en el problema. Ello permite la conversión de libras a gramos. Luego, es necesaria la conversión métrica de gramos a miligramos ($1 \text{ mg} = 1 \times 10^{-3}$ g). Hay que incluir los factores de conversión apropiados, de modo que se cancelen las libras y los gramos, al mismo tiempo que en la respuesta se obtienen miligramos.

Solución La secuencia de conversiones es:

$$\text{libras} \longrightarrow \text{gramos} \longrightarrow \text{miligramos}$$

Al usar los factores de conversión siguientes:

$$\frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}}$$

(*continúa*)

Las tabletas de glucosa pueden ofrecer a los diabéticos un método rápido de elevar sus niveles de azúcar en la sangre.

Los factores de conversión de algunas unidades del sistema inglés usadas comúnmente en Estados Unidos para mediciones no científicas (por ejemplo, libras y pulgadas) se indican en las páginas finales de este libro.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

(*continuación*)
se obtiene la respuesta en un paso:

$$? \text{ mg} = 0.0833 \text{ lb} \times \frac{453.6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \times \frac{1 \text{ mg}}{1 \times 10^{-3} \text{ g}} = 3.78 \times 10^{4} \text{ mg}$$

Verificación A manera de aproximación, advertimos que 1 lb equivale a casi 500 g y que 1 g = 1 000 mg. Así pues, 1 lb es casi 5×10^5 mg. Con el redondeo de 0.0833 lb a 0.1 lb, obtenemos 5×10^4 mg, cantidad cercana a la de la respuesta anterior.

Problema similar: 1.45.

Ejercicio de práctica Un rollo de aluminio en lámina tiene una masa de 1.07 kg. ¿Cuál es su masa en libras?

Tanque de almacenamiento criogénico de helio líquido.

Como se ilustra en los ejemplos 1.7 y 1.8, los factores de conversión pueden elevarse al cuadrado o al cubo en el análisis dimensional.

Ejemplo 1.7

Un tanque para almacenar helio tiene un volumen de 275 L. ¿Cuál es su volumen en m^3?

Estrategia El problema puede expresarse como:

$$? \text{ m}^3 = 275 \text{ L}$$

¿Cuántos factores de conversión se necesitan en este problema? Recuerde que 1 L = 1 000 cm^3 y 1 cm = 1×10^{-2} m.

Solución Aquí necesitamos dos factores de conversión: uno para convertir litros en cm^3 y otro para transformar centímetros en metros:

$$\frac{1\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}$$

Puesto que el segundo factor de conversión se relaciona con la longitud (cm y m) y lo que interesa es el volumen, resulta necesario elevar al cubo para obtener:

$$\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} \times \frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}} = \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}\right)^3$$

Ello significa que 1 cm^3 = 1×10^{-6} m^3. Ahora, podemos escribir:

$$? \text{ m}^3 = 275 \text{ L} \times \frac{1\,000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}} \times \left(\frac{1 \times 10^{-2} \text{ m}}{1 \text{ cm}}\right)^3 = 0.275 \text{ m}^3$$

Recuerde que cuando eleva una unidad a una potencia, también deberá elevar a la misma potencia cualquier factor de conversión que utilice.

Verificación Con base en los factores de conversión precedentes, es posible demostrar que 1 L = 1×10^{-3} m^3. Así pues, un tanque de almacenamiento de 275 L sería igual a 275 × 10^{-3} m^3 o 0.275 m^3, que es la respuesta.

Problema similar: 1.50*d*).

Ejercicio de práctica El volumen de una habitación es 1.08×10^8 dm^3. ¿Cuál es su volumen en m^3?

Ejemplo 1.8

El nitrógeno líquido se obtiene del aire licuado y se utiliza para preparar alimentos congelados y en la investigación a bajas temperaturas. La densidad del líquido a su punto de ebullición (−196°C o 77 K) es 0.808 g/cm^3. Convierta la densidad a unidades de kg/m^3.

(*continúa*)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Estrategia El problema se puede expresar como

$$? \text{ kg/m}^3 = 0.808 \text{ g/cm}^3$$

En este problema requerimos dos conversiones separadas: g ⟶ kg y $\text{cm}^3 \longrightarrow \text{m}^3$. Recuerde que 1 kg = 1 000 g y 1 cm = 1×10^{-2} m.

Solución En el ejemplo 1.7 se vio que $1 \text{ cm}^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$. Los factores de conversión son:

$$\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3}$$

Por último:

$$? \text{ kg/m}^3 = \frac{0.808 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \times 10^{-6} \text{ m}^3} = 808 \text{ kg/m}^3$$

Verificación Ya que $1 \text{ m}^3 = 1 \times 10^6 \text{ cm}^3$, cabría esperar que en 1 m^3 haya mucho más masa que en 1 cm^3. Así pues, la respuesta es razonable.

Ejercicio de práctica La densidad del metal más ligero, el litio (Li), es de 5.34×10^2 kg/m^3. Conviértala a g/cm^3.

El nitrógeno líquido se usa para alimentos congelados y para investigación a bajas temperaturas.

Problema similar: 1.51.

Revisión de conceptos

La Food and Drug Administration de Estados Unidos recomienda ingerir no más de 65 g diarios de grasa. ¿Cuál es esta masa en libras? (1 lb = 453.6 g).

1.10 Resolución de problemas del mundo real: información, suposiciones y simplificaciones

En química, como en otras disciplinas científicas, no siempre es posible resolver con exactitud un problema numérico. Hay muchas razones por las que esto es así. Por ejemplo, nuestra comprensión de una situación no es completa, o los datos no están totalmente disponibles. En estos casos, debemos aprender a hacer una conjetura inteligente. Este procedimiento se llama a veces "a ojo de buen cubero", y consiste en hacer cálculos sencillos y rápidos que se pueden hacer "en el reverso de un sobre". Como usted se puede imaginar, en muchos casos las respuestas son sólo estimados de orden de magnitud.[1]

En la mayoría de los problemas de ejemplo que usted ha visto hasta ahora, así como en las respuestas dadas al final de éste y los siguientes capítulos, se da la información necesaria; sin embargo, para resolver problemas importantes del mundo real, como los relacionados con medicina, energía y agricultura, usted debe determinar qué datos necesita y dónde encontrarlos. Mucha de esta información podrá hallarla en tablas ubicadas a lo largo del texto. La lista de tablas y figuras importantes aparece en la solapa. En muchos casos, sin embargo, usted deberá acudir a fuentes externas para encontrar la que necesita. Aunque internet es una forma segura de acceder a ella, debe tener cuidado de que la fuente sea confiable y con buenas referencias: el sitio del National Institute of Standards and Technology (NIST, por sus siglas en inglés) es excelente.

Para saber qué información necesita, primero tendrá que formular un plan para resolver el problema. Además de las limitaciones de las teorías que se utilizan en la ciencia, usualmente se hacen suposiciones al plantear y resolver los problemas basados en estas teorías. Estas suposiciones, sin embargo, tienen un precio, ya que la exactitud de la respuesta se reduce al aumentar las simplificaciones del problema, como se ilustra en el ejemplo 1.9.

[1] Un orden de magnitud es un factor de 10.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Ejemplo 1.9

La mina de un lápiz moderno se compone principalmente de grafito, una forma del carbono. Estime la masa del núcleo de grafito de un lápiz estándar núm. 2 antes de afilarlo.

Estrategia Suponga que la mina del lápiz se puede considerar aproximadamente como un cilindro. Un lápiz típico sin afilar tiene una longitud aproximada de 18 cm (restando la longitud de la goma), y la mina tiene un diámetro aproximado de 2 mm. El volumen del cilindro V está dado por $V = \pi r^2 l$, donde r es el radio y l es la longitud. Suponiendo que la mina es de grafito puro, usted puede calcular la masa de la mina a partir del volumen, usando la densidad del grafito dada en la tabla 1.4.

Solución Al convertir el diámetro de la mina a unidades de cm, se obtiene

$$2 \text{ mm} \times \frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ mm}} = 0.2 \text{ cm}$$

que, con la longitud de la mina, da

$$V = \pi\left(\frac{0.2 \text{ cm}}{2}\right)^2 \times 18 \text{ cm} = 0.57 \text{ cm}^3$$

Al reacomodar la ecuación (1.1) se obtiene

$$m = d \times V = 2.2\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times 0.57 \text{ cm}^3 = 1 \text{ g}$$

Verificación Al redondear los valores que se usaron para calcular el volumen de la mina, se obtiene $3 \times (0.1 \text{ cm})^2 \times 20 \text{ cm} = 0.6 \text{ cm}^3$. Al multiplicar el volumen por aproximadamente 2 g/cm^3, se obtiene alrededor de 1 g, lo cual concuerda con el valor calculado.

Problemas similares: 1.105, 1.106, 1.114.

Ejercicio de práctica Estime la masa de aire en una pelota de *ping-pong*.

Considerando el ejemplo 1.9, aun cuando las dimensiones de la mina del lápiz se midieran con mayor precisión, la exactitud de la respuesta final estaría limitada por las suposiciones hechas al modelar este problema. La mina del lápiz realmente es una mezcla de grafito y arcilla, y las cantidades relativas de los dos materiales determinan la suavidad de la mina, de modo que la densidad del material quizá sea diferente de 2.2 g/cm^3. Usted probablemente podría encontrar un mejor valor para la densidad de la mezcla utilizada para hacer los lápices núm. 2, pero en este caso no se justifica el esfuerzo.

Ecuaciones clave

$d = \frac{m}{V}$ (1.1)	Ecuación de densidad
$?°\text{C} = (°\text{F} - 32°\text{F}) \times \frac{5°\text{C}}{9°\text{F}}$ (1.2)	Conversión de °F a °C
$?°\text{F} = \frac{9°\text{F}}{5°\text{C}} \times (°\text{C}) + 32°\text{F}$ (1.3)	Conversión de °C a °F
$? \text{ K} = (°\text{C} + 273.15°\text{C})\frac{1 \text{ K}}{1°\text{C}}$ (1.4)	Conversión de °C a K

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Resumen de conceptos

1. El estudio de la química abarca tres etapas básicas: observación, representación e interpretación. La observación consiste en mediciones realizadas en el mundo macroscópico; la representación comprende el uso de símbolos de notación abreviada y ecuaciones para fines de comunicación, y la interpretación se basa en átomos y moléculas, que son parte del mundo microscópico.
2. El método científico es un enfoque sistemático de investigación que se inicia al recopilar información mediante observaciones y mediciones. En el proceso se elaboran y ponen a prueba hipótesis, leyes y teorías.
3. Los químicos estudian la materia y los cambios que experimenta. Las sustancias que componen la materia tienen propiedades físicas únicas, que pueden observarse sin modificar su identidad, además de propiedades químicas cuya demostración sí cambia la identidad de las sustancias. Las mezclas, sean homogéneas o heterogéneas, se pueden separar en sus componentes puros por medios físicos.
4. Las sustancias más simples en química son los elementos. Los compuestos se forman por la combinación química de átomos de distintos elementos en proporciones fijas.
5. Todas las sustancias, en principio, pueden existir en tres estados: sólido, líquido y gas. La conversión entre dichos estados puede lograrse al modificar la temperatura.
6. Las unidades del SI se usan para expresar cantidades físicas en todas las ciencias, incluida la química.
7. Los números expresados en notación científica tienen la forma $N \times 10^n$, donde N es un número entre 1 y 10, y n, un entero positivo o negativo. La notación científica ayuda a manejar cantidades muy grandes o muy pequeñas.

Términos básicos

Cifras significativas, p. 19
Compuesto, p. 8
Cualitativo, p. 4
Cuantitativo, p. 4
Densidad, p. 11
Elemento, p. 7
Exactitud, p. 22
Hipótesis, p. 4
Kelvin, p. 15
Ley, p. 4
Litro, p. 14
Masa, p. 11
Materia, p. 6
Método científico, p. 4
Mezcla, p. 7
Mezcla heterogénea, p. 7
Mezcla homogénea, p. 7
Peso, p. 13
Precisión, p. 22
Propiedad extensiva, p. 11
Propiedad física, p. 10
Propiedad intensiva, p. 11
Propiedad macroscópica, p. 12
Propiedad microscópica, p. 12
Propiedad química, p. 11
Química, p. 2
Sistema Internacional de Unidades (SI), p. 12
Sustancia, p. 7
Teoría, p. 5
Volumen, p. 11

Preguntas y problemas

El método científico

Preguntas de repaso

1.1 Explique qué significa el término "método científico".

1.2 ¿Cuál es la diferencia entre datos cualitativos y cuantitativos?

Problemas

1.3 Clasifique las siguientes afirmaciones como cualitativas o cuantitativas e indique sus razones: *a*) El Sol está a unos 93 000 000 de millas de la Tierra. *b*) Leonardo da Vinci fue mejor pintor que Miguel Ángel. *c*) El hielo es menos denso que el agua. *d*) La mantequilla tiene mejor sabor que la margarina. *e*) Un remedio a tiempo ahorra trabajo innecesario.

1.4 Clasifique cada una de las afirmaciones siguientes como hipótesis, ley o teoría: *a*) La contribución de Beethoven a la música habría sido mayor si se hubiera casado. *b*) Las hojas caen en otoño por la fuerza de atracción entre ellas y la Tierra. *c*) Toda la materia se compone de partículas muy pequeñas, llamadas átomos.

Clasificación y propiedades de la materia

Preguntas de repaso

1.5 Indique un ejemplo de cada uno de los términos siguientes: *a*) materia, *b*) sustancia, *c*) mezcla.

1.6 Señale un ejemplo de mezcla homogénea y otro de mezcla heterogénea.

1.7 Use ejemplos para explicar la diferencia entre propiedades físicas y químicas.

1.8 ¿En qué difiere una propiedad extensiva de una intensiva? Indique cuáles de las propiedades siguientes son intensivas y cuáles extensivas: *a*) longitud, *b*) volumen, *c*) temperatura, *d*) masa.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

1.9 Señale ejemplos de un elemento y de un compuesto. ¿En qué se distinguen los elementos de los compuestos?

1.10 ¿Cuál es el número de elementos conocidos?

Problemas

1.11 Indique si cada una de las afirmaciones siguientes describe una propiedad física o una química: *a*) El oxígeno gaseoso permite la combustión. *b*) Los fertilizantes ayudan a incrementar la producción agrícola. *c*) El agua hierve a menos de 100°C en la cima de una montaña. *d*) El plomo es más denso que el aluminio. *e*) El uranio es un elemento radiactivo.

1.12 Señale si cada una de las afirmaciones siguientes describe un cambio físico o un cambio químico: *a*) El helio gaseoso contenido en el interior de un globo se escapa después de unas cuantas horas. *b*) Un rayo de luz tiende a atenuarse y finalmente desaparece. *c*) El jugo de naranja congelado se reconstituye al añadirle agua. *d*) El crecimiento de las plantas depende de la energía solar en un proceso llamado fotosíntesis. *e*) Una cucharada de sal de mesa se disuelve en un plato de sopa.

1.13 Indique los nombres de los elementos representados con los símbolos químicos Li, F, P, Cu, As, Zn, Cl, Pt, Mg, U, Al, Si, Ne. (Vea la tabla 1.1 y las últimas páginas de este libro.)

1.14 Señale los símbolos químicos de los elementos siguientes: *a*) cesio, *b*) germanio, *c*) galio, *d*) estroncio, *e*) uranio, *f*) selenio, *g*) neón, *h*) cadmio.

(Vea la tabla 1.1 y las páginas finales de este texto.)

1.15 Clasifique cada una de las sustancias siguientes como elemento o compuesto: *a*) hidrógeno, *b*) agua, *c*) oro, *d*) azúcar.

1.16 Clasifique cada uno de los siguientes ejemplos como elemento, compuesto, mezcla homogénea o mezcla heterogénea: *a*) agua de pozo, *b*) gas argón, *c*) sacarosa, *d*) una botella de vino tinto, *e*) sopa de pollo y fideos, *f*) sangre que fluye en un capilar, *g*) ozono.

Mediciones

Preguntas de repaso

1.17 Nombre las unidades básicas del SI importantes en química. Señale las unidades del SI para expresar lo siguiente: *a*) longitud, *b*) volumen, *c*) masa, *d*) tiempo, *e*) energía, *f*) temperatura.

1.18 Escriba los números que se representan con los prefijos siguientes: *a*) mega-, *b*) kilo-, *c*) deci-, *d*) centi-, *e*) mili-, *f*) micro-, *g*) nano-, *h*) pico-.

1.19 ¿Cuáles unidades emplean normalmente los químicos para la densidad de líquidos y sólidos, así como para la de los gases? Explique las diferencias.

1.20 Describa las tres escalas de temperatura usadas en el laboratorio y en la vida cotidiana: Fahrenheit, Celsius y Kelvin.

Problemas

1.21 El bromo es un líquido pardo rojizo. Calcule su densidad (en g/mL) si 586 g de la sustancia ocupan 188 mL.

1.22 La densidad del metanol, un líquido orgánico incoloro que se usa como solvente, es de 0.7918 g/mL. Calcule la masa de 89.9 mL del líquido.

1.23 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius o Fahrenheit: *a*) 95°F, la temperatura de un caluroso día veraniego, *b*) 12°F, la temperatura de un frío día invernal, *c*) fiebre de 102°F, *d*) un horno que funciona a 1 852°F y *e*) −273.15°C (en teoría, la temperatura más baja posible).

1.24 *a*) Normalmente, el cuerpo humano soporta temperaturas de 105°F sólo durante breves periodos sin que ocurra daño permanente en el cerebro y otros órganos vitales. ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius? *b*) El etilenglicol es un compuesto orgánico líquido que se usa como anticongelante en radiadores de automóviles. Se congela a −11.5°C. Calcule su temperatura de congelación en grados Fahrenheit. *c*) La temperatura en la superficie solar es de unos 6 300°C. ¿Cuál es esa temperatura en grados Fahrenheit? *d*) La temperatura de ignición del papel es de 451°F. ¿Cuál es esa temperatura en grados Celsius?

1.25 Convierta las temperaturas siguientes a kelvin: *a*) 113°C, el punto de fusión del azufre, *b*) 37°C, la temperatura normal del cuerpo humano, *c*) 357°C, el punto de ebullición del mercurio.

1.26 Convierta las temperaturas siguientes a grados Celsius: *a*) 77 K, el punto de ebullición del nitrógeno líquido, *b*) 4.2 K, el punto de ebullición del helio líquido, *c*) 601 K, el punto de fusión del plomo.

Manejo de los números

Preguntas de repaso

1.27 ¿Cuál es la ventaja del uso de la notación científica sobre la notación decimal?

1.28 Defina el concepto de cifra significativa. Analice la importancia de usar el número correcto de cifras significativas en las mediciones y cálculos.

Problemas

1.29 Exprese los números siguientes en notación científica: *a*) 0.000000027, *b*) 356, *c*) 47 764, *d*) 0.096.

1.30 Exprese los números siguientes en forma decimal: *a*) 1.52×10^{-2}, *b*) 7.78×10^{-8}.

1.31 Exprese las respuestas a los cálculos siguientes en notación científica:

a) $145.75 + (2.3 \times 10^{-1})$

b) $79\,500 \div (2.5 \times 10^{2})$

c) $(7.0 \times 10^{-3}) - (8.0 \times 10^{-4})$

d) $(1.0 \times 10^{4}) \times (9.9 \times 10^{6})$

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

1.32 Exprese la respuesta a los cálculos siguientes en notación científica:
a) $0.0095 + (8.5 \times 10^{-3})$
b) $653 \div (5.75 \times 10^{-8})$
c) $850\,000 - (9.0 \times 10^{5})$
d) $(3.6 \times 10^{-4}) \times (3.6 \times 10^{6})$

1.33 ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada una de las mediciones siguientes?
a) 4 867 mi
b) 56 mL
c) 60 104 tons
d) 2 900 g
e) 40.2 g/cm^3
f) 0.0000003 cm
g) 0.7 min
h) 4.6×10^{19} átomos

1.34 ¿Cuántas cifras significativas incluye cada uno de los siguientes: *a*) 0.006 L, *b*) 0.0605 dm, *c*) 60.5 mg, *d*) 605.5 cm^2, *e*) 960×10^{-3} g, *f*) 6 kg, *g*) 60 m.

1.35 Realice las operaciones siguientes como si fueran cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número correcto de cifras significativas:
a) 5.6792 m + 0.6 m + 4.33 m
b) 3.70 g − 2.9133 g
c) 4.51 cm × 3.6666 cm
d) $(3 \times 10^4 \text{ g} + 6.827 \text{ g})/(0.043 \text{ cm}^3 - 0.021 \text{ cm}^3)$

1.36 Realice las operaciones siguientes como si fueran cálculos de resultados experimentales, y exprese cada respuesta con las unidades apropiadas y el número correcto de cifras significativas:
a) 7.310 km ÷ 5.70 km
b) $(3.26 \times 10^{-3} \text{ mg}) - (7.88 \times 10^{-5} \text{ mg})$
c) $(4.02 \times 10^{6} \text{ dm}) + (7.74 \times 10^{7} \text{ dm})$
d) $(7.8 \text{ m} - 0.34 \text{ m})/(1.15 \text{ s} + 0.82 \text{ s})$

1.37 Se les ha pedido a tres estudiantes (A, B y C) que determinen el volumen de una muestra de etanol. Cada estudiante mide el volumen tres veces con una probeta graduada. Los resultados en mililitros son: A (87.1, 88.2, 87.6); B (86.9, 87.1, 87.2); C (87.6, 87.8, 87.9). El volumen verdadero es 87.0 mL. Comente acerca de la precisión y exactitud de los resultados de cada estudiante.

1.38 Se encomendó a tres aprendices de sastre (X, Y y Z) medir la costura de un par de pantalones. Cada uno hizo tres mediciones. Los resultados en pulgadas fueron: X (31.5, 31.6, 31.4); Y (32.8, 32.3. 32.7); Z (31.9, 32.2, 32.1). La longitud real es de 32.0 pulgadas. Comente acerca de la precisión y exactitud de los resultados de cada sastre.

Análisis dimensional

Problemas

1.39 Realice las conversiones siguientes: *a*) 22.6 m a dm; *b*) 25.4 mg a kg; *c*) 556 mL a L, *d*) 10.6 kg/m^3 a g/cm^3.

1.40 Efectúe las conversiones que siguen: *a*) 242 lb a mg; *b*) 68.3 cm^3 a m^3; *c*) 7.2 m^3 a L, *d*) 28.3 μg a lb.

1.41 La velocidad promedio del helio a 25°C es 1 255 m/s. Convierta esta velocidad a millas por hora (mph).

1.42 ¿Cuántos segundos tiene un año solar (365.24 días)?

1.43 ¿Cuántos minutos tarda en llegar la luz del Sol a la Tierra? (La distancia que hay del Sol a la Tierra es de 93 000 000 de millas; la velocidad de la luz es de 3.00×10^8 m/s.)

1.44 Un trotador lento recorre 1 milla en 8.92 min. Calcule la velocidad en: *a*) pulgadas/s, *b*) m/min y *c*) km/h. (1 mi = 1 609 m; 1 pulgada = 2.54 cm.)

1.45 Una persona de 6.0 pies de altura pesa 168 lb. Exprese su estatura en metros y su peso en kilogramos. (1 lb = 453.6 g; 1 m = 3.28 pies.)

1.46 El límite de velocidad en algunas partes de una autopista en Alemania se estableció en 286 kilómetros por hora (km/h). Calcule el límite de velocidad en mph.

1.47 A fin de que un avión caza despegue de un portaaviones, debe alcanzar una velocidad de 62 m/s. Calcule esa velocidad en mph.

1.48 El contenido "normal" de plomo de la sangre humana es de unas 0.40 partes por millón (es decir, 0.40 g de plomo por millón de gramos de sangre). Se considera peligroso que alcance un valor de 0.80 partes por millón (ppm). ¿Cuántos gramos de plomo contienen 6.0×10^3 g de sangre (la cantidad promedio en un adulto) si el contenido de plomo es de 0.62 ppm?

1.49 Efectúe las conversiones siguientes: *a*) 1.42 años luz a millas (un año luz es una medición astronómica de distancia, a saber, la que recorre la luz en un año, o 365 días; la velocidad de la luz es de 3.00×10^8 m/s), *b*) 32.4 yd a cm, *c*) 3.0×10^{10} cm/s a pies/s.

1.50 Realice las siguientes conversiones: *a*) 70 kg de peso promedio de un hombre adulto, en lb. *b*) 14 mil millones de años (aproximadamente la edad del universo) a segundos. (Suponga que hay 365 días en un año.) *c*) 7 pies 6 pulgadas, la altura del basquetbolista Yao Ming, a metros. *d*) 86.6 m^3 a L.

1.51 El aluminio es un metal ligero (densidad = 2.70 g/cm^3) usado en la construcción de aviones, líneas de transmisión de alto voltaje, latas para bebidas y laminados. ¿Cuál es su densidad en kg/m^3?

1.52 El amoniaco gaseoso se emplea como refrigerante en sistemas de enfriamiento de gran escala. La densidad del amoniaco gaseoso bajo ciertas condiciones es 0.625 g/L. Calcule su densidad en g/cm^3.

Problemas adicionales

1.53 Proporcione una afirmación cuantitativa y otra cualitativa acerca de cada una de las siguientes sustancias: *a*) agua, *b*) carbono, *c*) hierro, *d*) hidrógeno gaseoso, *e*) sacarosa (azúcar de caña), *f*) sal de mesa (cloruro de sodio), *g*) mercurio, *h*) oro, *i*) aire.

1.54 Indique cuáles de las afirmaciones siguientes describen propiedades físicas y cuáles propiedades químicas: *a*) El hierro tiende a oxidarse, *b*) El agua pluvial de

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

regiones industrializadas tiende a ser ácida, *c*) Las moléculas de hemoglobina son de color rojo, *d*) Cuando se deja un vaso con agua al sol, el agua desaparece gradualmente, *e*) Durante la fotosíntesis las plantas convierten el dióxido de carbono de la atmósfera en moléculas más complejas.

1.55 En 2008 se produjeron en Estados Unidos casi 95 mil millones de lb de ácido sulfúrico. Convierta dicha cantidad a toneladas.

1.56 En la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante realiza las mediciones siguientes: 8.53 cm de longitud, 2.4 cm de anchura, 1.0 cm de altura y 52.7064 g de masa. Calcule la densidad del metal con el número correcto de cifras significativas.

1.57 Calcule la masa de lo siguiente: *a*) una esfera de oro con radio de 10.0 cm [el volumen de una esfera con radio r es $V = (4/3)\pi r^3$; la densidad del oro es de 19.3 g/cm^3]; *b*) un cubo de platino con longitud de sus lados de 0.040 mm (la densidad del platino es de 21.4 g/cm^3), *c*) 50.0 mL de etanol (densidad del etanol = 0.798 g/mL).

1.58 Una botella cilíndrica de vidrio de 21.5 cm de longitud se llena con aceite de cocina de 0.953 g/mL de densidad. Si la masa del aceite necesaria para llenar la botella es de 1 360 g, calcule el diámetro interior de la botella.

1.59 El procedimiento siguiente se usa para determinar el volumen de un matraz. Se pesa el matraz seco y luego se pesa lleno de agua. Si las masas del matraz vacío y el matraz lleno son 56.12 g y 87.39 g, respectivamente, y la densidad del agua es de 0.9976 g/cm^3, calcule el volumen del matraz en cm^3.

1.60 La velocidad del sonido en el aire a la temperatura ambiente es de unos 343 m/s. Calcule esta velocidad en millas por hora (1 mi = 1 609 m).

1.61 Una pieza de plata metálica (Ag) con un peso de 194.3 g se coloca en una probeta graduada que contiene 242.0 mL de agua. Ahora, el volumen del agua es de 260.5 mL. A partir de estos datos, calcule la densidad de la plata.

1.62 El experimento descrito en el problema 1.61 es una forma poco exacta a la vez que conveniente para calcular la densidad de algunos sólidos. Describa un experimento similar que le permita medir la densidad del hielo. De manera específica, ¿cuáles serían los requerimientos del líquido usado en el experimento?

1.63 Una esfera de plomo de 48.6 cm de diámetro tiene una masa de 6.852×10^5 g. Calcule la densidad del plomo.

1.64 El litio es el metal menos denso que se conoce (densidad: 0.53 g/cm^3). ¿Cuál es el volumen que ocupan 1.20×10^3 g de litio?

1.65 Los termómetros clínicos de uso común en los hogares de Estados Unidos permiten mediciones con exactitud de ± 0.1°F, y el que usan los médicos, la exactitud es de ± 0.1°C. En grados Celsius, exprese el porcentaje de error esperado de cada uno de estos termómetros en la medición de la temperatura corporal de una persona que tiene 38.9°C.

1.66 La vainillina (usada para dar sabor al helado de vainilla y otros alimentos) es una sustancia cuyo aroma es detectable por la nariz humana en cantidades muy pequeñas. El límite de umbral es de 2.0×10^{-11} g por litro de aire. Si el precio actual de 50 g de vainillina es de 112 dólares, determine el costo para que el aroma de vainillina sea detectable en un hangar para aviones, con volumen de 5.0×10^7 pies^3.

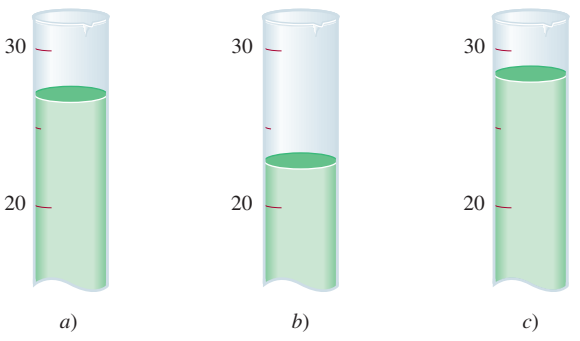
1.67 ¿Cuál es la temperatura en la que el valor numérico en un termómetro de grados Celsius es igual al de un termómetro de grados Fahrenheit?

1.68 Suponga que se crea una nueva escala de temperatura, en la que el punto de fusión del etanol (−117.3°C) y su punto de ebullición (78.3°C) se toman como 0°S y 100°S, respectivamente, donde S es el símbolo de la nueva escala de temperatura. Derive una ecuación que relacione un valor de esta escala con un valor de la escala Celsius. ¿Qué lectura daría este termómetro a 25°C?

1.69 Un adulto en reposo precisa casi 240 mL de oxígeno puro/min y tiene una frecuencia respiratoria de 12 veces por minuto. Si el aire inhalado contiene 20% de oxígeno en volumen, y el exhalado 16%, ¿cuál es el volumen de aire por respiración? (Suponga que el volumen de aire inhalado es igual al del aire exhalado.)

1.70 *a*) En referencia al problema 1.69, calcule el volumen total (en litros) del aire que respira cada día un adulto. *b*) En una ciudad con tránsito vehicular intenso, el aire contiene 2.1×10^{-6} L de monóxido de carbono (un gas venenoso) por L. Calcule la inhalación diaria promedio de monóxido de carbono en litros por persona.

1.71 Se agregan tres muestras diferentes de 25.0 g de perdigones sólidos a 20.0 mL de agua en tres diferentes cilindros de medición. Aquí se muestran los resultados. Dadas las densidades de los tres metales usados, identifique el cilindro que contiene cada muestra de perdigones sólidos: *a*) (2.9 g/cm^3), *b*) (8.3 g/cm^3) y *c*) (3.3 g/cm^3).



a) *b*) *c*)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

1.72 La circunferencia de un balón de basquetbol aprobada por la NBA es de 29.6 pulgadas. Dado que el radio de la Tierra es de alrededor de 6 400 km, ¿cuántos balones de basquetbol se necesitarían para circundar la Tierra alrededor del Ecuador, con los balones tocándose uno al otro? Redondee su respuesta a un entero con tres cifras significativas.

1.73 Una estudiante recibe un crisol y se le pide que demuestre que está hecho de platino puro. En primer término, pesa el crisol en aire y luego suspendido en agua (densidad = 0.9986 g/mL). Los valores son 860.2 y 820.2 g, respectivamente. Con base en estas mediciones y dada la densidad del platino, de 21.45 g/cm^3, ¿cuáles serían sus conclusiones? (*Sugerencia:* Un objeto suspendido en un líquido se mantiene a flote por la masa del líquido que desplaza el objeto mismo. Haga caso omiso de la presión de flotación del aire.)

1.74 El área superficial y la profundidad promedio del océano Pacífico es de 1.8×10^8 km^2 y 3.9×10^3 m, respectivamente. Calcule el volumen del agua de dicho océano en litros.

1.75 La unidad onza troy es de uso frecuente en relación con metales preciosos, como el oro (Au) y el platino (Pt) (1 onza troy = 31.103 g). *a*) Una moneda de oro pesa 2.41 onzas troy. Calcule su masa en gramos. *b*) Indique si 1 onza troy es más ligera o más pesada que 1 onza (1 lb = 16 oz; 1 lb = 453.6 g).

1.76 El osmio (Os) es el metal más denso que se conoce (densidad de 22.57 g/cm^3). Calcule la masa en libras y kilogramos de una esfera de Os de 15 cm de diámetro (casi del tamaño de una toronja). Vea el volumen de una esfera en el problema 1.57.

1.77 El error porcentual se expresa a menudo como el valor absoluto de la diferencia del valor verdadero menos el valor experimental entre el valor verdadero:

$$\text{error porcentual} = \frac{|\text{valor verdadero} - \text{valor experimental}|}{|\text{valor verdadero}|} \times 100\%$$

Las líneas verticales indican valor absoluto. Calcule el error porcentual de las mediciones siguientes: *a*) la densidad del alcohol (etanol) resulta ser de 0.802 g/mL (valor verdadero de 0.798 g/mL), *b*) la masa de oro en un arete es de 0.837 g (valor verdadero de 0.864 g).

1.78 La abundancia natural de los elementos en el cuerpo humano, expresada como porcentajes en masa, es de 65% de oxígeno (O), 18% de carbono (C), 10% de hidrógeno (H), 3% de nitrógeno (N), 1.6% de calcio (Ca), 1.2% de fósforo (P) y 1.2% de los demás elementos. Calcule la masa en gramos de cada elemento en una persona de 62 kg de peso.

1.79 La marca mundial en la carrera de una milla a la intemperie para varones (en 1999) es de 3 min 43.13 s. A esa velocidad, ¿cuál sería la marca para una carrera de 1 500 m? (1 mi = 1 609 m).

1.80 Venus, el segundo planeta más cercano al Sol, tiene una temperatura en su superficie de 7.3×10^2 K. Convierta

1.81 La calcopirita, el principal mineral de cobre (Cu), contiene 34.63% de Cu en masa. ¿Cuántos gramos de Cu pueden obtenerse a partir de 5.11×10^3 kg del mineral?

1.82 Se calcula que se han extraído 8.0×10^4 toneladas de oro (Au). Suponga que el oro tiene un precio de 948 dólares por onza. ¿Cuál es el valor total de dicha cantidad de oro?

1.83 Un volumen de 1.0 mL de agua de mar contiene casi 4.0×10^{-12} g de Au. El volumen total de agua en los océanos es de 1.5×10^{21} L. Calcule la cantidad total de Au (en gramos) existente en el agua de mar y su valor total en dólares (vea el problema 1.82). Si hay tanto oro en el mar, ¿por qué nadie se ha enriquecido al obtenerlo del océano?

1.84 Las mediciones muestran que 1.0 g de hierro (Fe) contiene 1.1×10^{22} átomos de Fe. ¿Cuántos átomos de Fe contienen 4.9 g de Fe, que es la cantidad total promedio de hierro en adultos?

1.85 La delgada capa externa de la Tierra, la corteza terrestre, abarca tan sólo 0.50% de la masa total del planeta, pese a lo cual es la fuente de casi todos los elementos (la atmósfera proporciona algunos, como el oxígeno, nitrógeno y otros gases). El silicio (Si) es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (27.2% en masa). Calcule la masa en kilogramos de silicio en la corteza terrestre. (La masa de la Tierra es de 5.9×10^{21} ton; 1 ton = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g.)

1.86 El diámetro de un átomo de cobre (Cu) es de aproximadamente 1.3×10^{-10} m. ¿Cuántas veces puede dividirse de manera uniforme una pieza de alambre de cobre de 10 cm hasta que se reduzca a sólo dos átomos de cobre? (Suponga que se cuenta con herramientas apropiadas para este procedimiento y que los átomos de cobre están alineados en una recta, en contacto entre sí. Redondee su respuesta a un entero.)

1.87 Un galón de gasolina en el motor de un automóvil produce en promedio 9.5 kg de dióxido de carbono, que es un gas de invernadero, es decir, que promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre. Calcule la producción anual de dióxido de carbono en kg si existen 250 millones de automóviles en Estados Unidos y cada uno recorre una distancia de 5 000 millas con consumo de 20 millas por galón.

1.88 Una lámina de aluminio (Al) tiene un área total de 1.000 pies^2 y una masa de 3.636 g. ¿Cuál es el espesor de la lámina en mm? (Densidad del Al = 2.699 g/cm^3.)

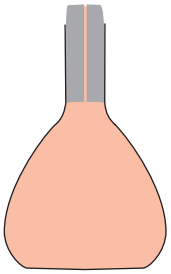
1.89 Indique si cada una de las siguientes es una mezcla homogénea o heterogénea: *a*) aire en una botella cerrada, *b*) aire de la ciudad de Nueva York.

1.90 El cloro se usa para desinfectar las piscinas. Su concentración aceptada para este propósito es de 1 ppm de cloro, o sea, 1 g de cloro por millón de gramos de agua. Calcule el volumen de una solución de cloro (en mL) que debe agregar a su piscina el propietario si la solución contiene 6.0% de cloro en masa y la piscina, 2.0×10^4 galones de agua. (1 galón = 3.79 L; densidad de los líquidos = 1.0 g/mL.)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

1.91 Un cilindro de aluminio tiene una longitud de 10.0 cm y un radio de 0.25 cm. Si la masa de un solo átomo de Al es de 4.48×10^{-23} g, calcule el número de átomos presentes en el cilindro. La densidad del Al es de 2.70 g/cm^3.

1.92 Un picnómetro es un dispositivo para medir la densidad de líquidos. Es un frasco de vidrio con un tapón de vidrio esmerilado que ajusta estrechamente y que tiene un orificio capilar que lo atraviesa. *a*) El volumen del picnómetro se determina usando agua destilada a 20°C con una densidad conocida de 0.99820 g/mL. Primero se llena de agua hasta el borde. Con el tapón en su lugar, el fino orificio permite que escape el exceso de líquido. Luego se seca cuidadosamente el picnómetro con papel filtro. Dado que las masas del picnómetro vacío y el mismo lleno de agua son 32.0764 y 43.1195 g, respectivamente, calcule el volumen del picnómetro. *b*) Si la masa del picnómetro lleno de etanol a 20°C es de 40.8051 g, calcule la densidad del etanol. *c*) Los picnómetros también se pueden usar para medir la densidad de sólidos. Primero, se colocan pequeños gránulos de zinc que pesan 22.8476 g, en el picnómetro, que luego se llena de agua. Si la masa combinada del picnómetro más los gránulos de zinc y el agua es de 62.7728 g, ¿cuál es la densidad del zinc?



1.93 En 1849, un gambusino recolectó en California un saco de pepitas de oro y arena. Dado que la densidad del oro y la arena son 19.3 g/cm^3 y 2.95 g/cm^3, respectivamente, y que la densidad de la mezcla es de 4.17 g/cm^3, calcule el porcentaje en masa de oro en la mezcla.

1.94 El tiempo promedio que le toma a una molécula difundirse en una distancia de x cm está dada por

$$t = \frac{x^2}{2D}$$

donde t es el tiempo en segundos y D es el coeficiente de difusión. Si el coeficiente de difusión de la glucosa es de 5.7×10^{-7} cm^2/s, calcule el tiempo que una molécula de glucosa tardaría para difundir 10 μm, que es aproximadamente lo que mide una célula.

1.95 Un cerebro humano pesa alrededor de 1 kg y contiene casi 10^{11} células. Suponga que cada célula está repleta de agua (densidad = 1 g/mL) y calcule la longitud de un lado de esa célula si tuviera forma cúbica. Si las células se dispersan en una delgada capa, con un espesor de una sola célula, ¿cuál es el área superficial en metros cuadrados?

1.96 *a*) El monóxido de carbono (CO) es un gas venenoso debido a su fuerte unión con la hemoglobina transportadora de oxígeno en la sangre. Una concentración de 8.00×10^2 ppm por volumen de CO se considera letal para los humanos. Calcule el volumen en litros que ocupará el CO a esta concentración en una habitación de 17.6 m de largo, 8.80 m de ancho y 2.64 m de altura. *b*) La exposición prolongada al vapor de mercurio (Hg) puede ocasionar desórdenes neurológicos y problemas respiratorios. Un control de calidad del aire determina que la concentración de vapor de Hg debe estar por debajo de 0.050 mg/m^3. Convierta este número a g/L. *c*) La prueba general para descartar la diabetes de tipo 2 es que el nivel de azúcar en sangre (glucosa) sea menor que 120 mg por decilitro (mg/dL). Convierta este número a μg/mL.

1.97 A un cajero bancario se le pide que arme juegos de un dólar cada uno en monedas para los clientes. Cada juego está compuesto de tres monedas de 25 centavos, una moneda de cinco centavos y dos monedas de 10 centavos cada una. Las masas de las monedas son: 5.645 g para la de 25 centavos, 4.967 g para la de cinco centavos y 2.316 g para la de 10 centavos. ¿Cuál es el número máximo de juegos que pueden armarse a partir de 33.871 kg de monedas de 25 centavos, 10.432 kg de monedas de cinco centavos y 7.990 kg de monedas de 10 centavos? ¿Cuál es la masa total (en gramos) de esta colección de monedas?

1.98 Una probeta graduada está llena con aceite mineral hasta la marca de 40.00 mL. Las masas de la probeta antes y después de la adición del aceite mineral son de 124.966 y 159.446 g, respectivamente. En un experimento aparte, una pelota de metal que tiene una masa de 18.713 g se coloca en la probeta y de nuevo se llena con aceite mineral hasta la marca de 40.00 mL. La masa combinada de la pelota y el aceite mineral es de 50.952 g. Calcule la densidad y el radio de la pelota. [El volumen de una esfera de radio r es $(4/3)\pi r^3$.]

1.99 Un químico del siglo XIX preparó una sustancia desconocida. En términos generales, ¿piensa usted que sería más difícil demostrar que se trata de un compuesto o de un elemento? Explique su respuesta.

1.100 El bronce es una aleación de cobre (Cu) y estaño (Sn) empleada en aplicaciones que requieren baja fricción entre metales. Calcule la masa de un cilindro de bronce que tiene un radio de 6.44 cm y una longitud de 44.37 cm. La composición del bronce es de 79.42% de Cu y 20.58% de Sn y las densidades del Cu y del Sn son 8.94 g/cm^3 y 7.31 g/cm^3, respectivamente. ¿Qué puede inferirse de este cálculo?

1.101 Suponga que se le proporciona un líquido. Describa brevemente los pasos que realizaría para demostrar que se trata de una sustancia pura o de una mezcla homogénea.

1.102 Un químico mezcla dos líquidos, A y B, para formar una mezcla homogénea. Las densidades de los líquidos son 2.0514 g/mL para A y 2.6678 g/mL para B. Cuando

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

deja caer un pequeño objeto dentro de la mezcla, descubre que éste queda suspendido en el líquido, es decir, que ni flota ni se hunde. Si la mezcla se compone de 41.37% de A y 58.63% de B, en volumen, ¿cuál es la densidad del metal? ¿Puede emplearse este procedimiento, en general, para determinar las densidades de los sólidos? ¿Qué consideraciones se obtienen al aplicar este método?

1.103 Tums es un remedio popular para la indigestión ácida. Una tableta ordinaria contiene carbonato de calcio además de otras sustancias inertes. Cuando se ingiere, reacciona con el ácido gástrico (ácido clorhídrico) del estómago para liberar dióxido de carbono gaseoso. Cuando una tableta de 1.328 g reaccionó con 40.00 mL de ácido clorhídrico (densidad: 1.140 g/mL), el dióxido de carbono gaseoso se liberó y la solución resultante pesó 46.699 g. Calcule el número de litros de dióxido de carbono gaseoso liberado si su densidad es de 1.81 g/L.

1.104 Una botella de vidrio con capacidad de 250 mL se llenó con 242 mL de agua a 20°C y se cerró bien. Se dejó toda la noche en el exterior, cuando la temperatura era de −5°C. Prediga lo que sucederá. La densidad del agua a 20°C es de 0.998 g/cm^3 y la del hielo a −5°C es de 0.916 g/cm^3.

Interpretación, modelación y estimación

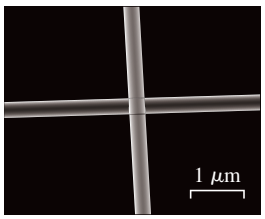
1.105 ¿Cuál es la masa de un mol de hormigas? (*Información útil:* Un mol es la unidad que se usa para partículas atómicas y subatómicas. Es aproximadamente 6×10^{23}. Una hormiga de 1 cm de longitud pesa alrededor de 3 mg.)

1.106 ¿Cuánto tiempo (en años) ha pasado durmiendo una persona de 80 años en toda su vida?

1.107 Estime la cantidad diaria de agua (en galones) que usa dentro de la casa una familia de cuatro integrantes en Estados Unidos.

1.108 Los boliches públicos generalmente almacenan bolas de entre 8 y 16 lb, para las cuales se da la masa en números enteros. Dado que las bolas de boliche reglamentarias tienen un diámetro de 8.6 pulgadas, ¿cuál de estas bolas (si acaso alguna) esperaría usted que flotara en agua?

1.109 Cuando se fusiona "nanofibra" con diámetros de 100-300 nm se obtienen uniones con volúmenes muy pequeños que de manera potencial permitirían el estudio de reacciones en las que participan sólo unas pocas moléculas. Estime el volumen en litros de la unión formada entre dos fibras como éstas con diámetros internos de 200 nm. En la escala se lee 1 μm.



1.110 Estime el consumo anual de gasolina por los automóviles de pasajeros en Estados Unidos.

1.111 Estime la cantidad total de agua de mar en litros.

1.112 Estime el volumen de sangre en un adulto, en litros.

1.113 ¿A qué distancia (en pies) viaja la luz en un nanosegundo?

1.114 Estime la distancia (en millas) que recorre un jugador de la NBA en un juego profesional de basquetbol.

1.115 En la conservación de agua, los químicos extienden una delgada película de cierto material inerte sobre su superficie para reducir la tasa de evaporación de ésta en depósitos. El pionero de esta técnica fue Benjamín Franklin, hace tres siglos. Franklin encontró que 0.10 mL de aceite podría extenderse sobre la superficie de agua con una área de 40 m^2. Suponiendo que el aceite forma una *monocapa*, es decir, una capa que tiene un espesor de sólo una molécula, estime la longitud de cada molécula de aceite en nanómetros (1 nm = 1×10^{-9} m).

Respuestas a los ejercicios de práctica

1.1 96.5 g. **1.2** 341 g. **1.3** *a*) 621.5°F, *b*) 78.3°C, *c*) −196°C. **1.4** *a*) Dos; *b*) cuatro; *c*) tres; *d*) dos; *e*) tres o dos. **1.5** *a*) 26.76 L; *b*) 4.4 g; *c*) 1.6×10^7 dm^2; *d*) 0.0756 g/mL; *e*) 6.69×10^4 m. **1.6** 2.36 lb. **1.7** 1.08×10^5 m^3. **1.8** 0.534 g/cm^3. **1.9** 0.03 g.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

MISTERIOS DE LA *QUÍMICA*

La desaparición de los dinosaurios

Los dinosaurios predominaron en la Tierra durante millones de años y luego desaparecieron repentinamente. A fin de resolver este misterio, los paleontólogos estudiaron fósiles y esqueletos encontrados en las rocas de diversas capas de la corteza terrestre. Sus descubrimientos les permitieron identificar especies que existieron en el planeta durante periodos geológicos específicos.

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

Además, revelaron la ausencia de esqueletos de dinosaurios en las rocas formadas inmediatamente después del periodo Cretácico, que data de hace 65 millones de años. Tiempo que se supone se extinguieron los dinosaurios.

Entre las muchas hipótesis planteadas para explicar su desaparición se cuentan alteraciones de la cadena alimentaria y un cambio brusco del clima resultante de erupciones volcánicas violentas. Sin embargo, no se tenían datos convincentes en favor de alguna hipótesis sino hasta 1977. Fue entonces cuando un grupo de paleontólogos que trabajaba en Italia obtuvo algunos datos desconcertantes en un sitio cercano a Gubbio. El análisis químico de una capa de arcilla depositada por arriba de sedimentos formados durante el periodo Cretácico (y, por lo tanto, una capa que registra lo ocurrido *después* de ese periodo) mostró un contenido sorprendentemente alto del elemento iridio (Ir), poco común en la corteza terrestre y, comparativamente, abundante en asteroides.

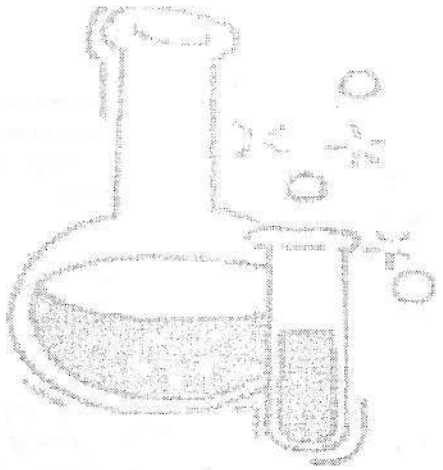
Esa investigación llevó a la hipótesis de que la extinción de los dinosaurios ocurrió como sigue: a fin de explicar la cantidad de iridio encontrada, los científicos plantearon que un gran asteroide, de varios kilómetros de diámetro, impactó la Tierra en la época de la desaparición de los dinosaurios. Dicho impacto debe haber sido tan fuerte que literalmente vaporizó una gran cantidad de rocas, suelo y otros objetos circundantes. El polvo y desechos resultantes flotaron en la atmósfera y bloquearon la luz solar durante meses o quizás años. A falta de luz solar abundante, muchas de las plantas no pudieron crecer, y el registro fósil confirma que, de hecho, muchos tipos de plantas se extinguieron en esa época. De tal suerte que muchos animales herbívoros perecieron y, a su vez, los carnívoros sufrieron hambre. La carencia de fuentes de alimento al parecer afectaba a los grandes animales, que necesitaban grandes volúmenes de comida, más rápida y notablemente que a los animales más pequeños. Así pues, los enormes dinosaurios, de los cuales el más grande habría pesado hasta 30 toneladas, desaparecieron por falta de alimento.

Indicios químicos

1. ¿De qué manera el estudio de la extinción de los dinosaurios ilustra el método científico?
2. Plantee dos maneras en las que podría comprobar la hipótesis de la colisión del asteroide.
3. En su opinión, ¿se justifica referirse a la explicación del asteroide como la teoría de la extinción de los dinosaurios?
4. La información disponible hace pensar que casi 20% de la masa del asteroide se convirtió en polvo y se distribuyó uniformemente sobre la Tierra después de descender de la atmósfera superior. La cantidad de polvo fue de casi 0.02 g/cm^2 de la superficie terrestre. Es muy probable que el asteroide haya tenido una densidad cercana a 2 g/cm^3. Calcule la masa (en kilogramos y en toneladas) del asteroide y su radio en metros, en el supuesto de que era una esfera. (El área de la Tierra es de 5.1×10^{14} m^2; 1 lb = 453.6 g.) (Fuente: *Consider a Spherical Cow—A Course in Environmental Problem Solving*, de J. Harte, University Science Books, Mill Valley, CA, 1988. Con autorización.)

Copyright © 2017. McGraw-Hill España. All rights reserved.

2 ÁTOMOS Y MOLÉCULAS



1. **INTRODUCCIÓN**
   - ¿De qué está hecho el Universo?
   - Dalton y Avogadro
2. **LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR**
3. **FORMULAS Y MODELOS MOLECULARES**
   - Las fórmulas químicas
   - Los modelos moleculares
4. **SUSTANCIAS MOLECULARES, IÓNICAS Y METALES**
5. **LA COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS**
   - Las partículas subatómicas
   - El núcleo atómico
   - El tamaño de los atómos
   - El número atómico y el número másico
6. **MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR**
   - La unidad de masa atómica
   - La masa atómica promedio
7. **EL CONCEPTO DE MOL**
   - La cantidad de sustancia
   - La constante de Avogadro
8. **LA MASA MOLAR**
   - La masa molar de un elemento
   - La masa molar de una sustancia

1_INTRODUCCIÓN

En este capítulo estudiaremos el mundo submicroscópico de la materia, para explicar las características y el comportamiento de las sustancias.

¿De qué está hecho el Universo?

Esta es una pregunta que ha intrigado al hombre desde tiempos remotos. Los griegos, que trataban de explicar lógicamente los misterios de la naturaleza, fueron los primeros que intentaron encontrarle una respuesta.

En principio, podemos afirmar que todo lo que nos rodea está constituido por materia. Pero inevitablemente surgen algunas preguntas: ¿Cuál es la naturaleza de la materia? ¿Qué hay en su interior?

Supongamos que tenemos una muestra de plomo y la dividimos en 2 partes, luego tomamos una de esas partes y la dividimos nuevamente en dos y así sucesivamente. Si contáramos con el instrumento adecuado para efectuar las sucesivas divisiones, ¿podríamos seguir dividiendo cada porción resultante, indefinidamente? En otras palabras, ¿puede dividirse continuamente la materia o existe una última partícula que no admite una nueva división?

En el siglo V a.C., el filósofo griego Demócrito decía que todo lo que existe, el cielo, la tierra, nosotros, está formado por pequeñísimas partículas invisibles e indivisibles. A estas partículas últimas de la materia, las llamó átomos (del griego, indivisible). Existentes en un número casi infinito, los átomos debían formar por unión entre ellos, la materia perceptible por nuestros sentidos. Estas ideas constituían una doctrina filosófica sin mayores bases experimentales.

Aristóteles, uno de los pensadores más grandes de aquella época, rechazó de plano dicha teoría. La desacreditó de tal forma que debieron transcurrir dos milenios para que surgiera nuevamente de la mano del físico inglés John Dalton, en 1803.

Poco a poco los hombres de ciencia de los siglos XVIII y XIX, se fueron persuadiendo de que era necesario aceptar como válidas sólo las ideas y teorías que pudieran comprobarse experimentalmente. Los hechos experimentales se iban acumulando con el correr del tiempo y era necesario encontrar algún modelo teórico que los explicara satisfactoriamente.

Es entonces que entra en escena John Dalton, quien dio forma a las ideas de Demócrito, plasmándolas en la teoría atómica que se constituyó en la piedra fundamental de la química moderna.

Dalton y Avogadro

hidrógeno

nitrógeno

oxígeno

¿Qué son los átomos? ¿Qué aspecto tienen? ¿Qué fuerzas los mantienen unidos? Estas y otras preguntas rondaban en la cabeza de Dalton. Basándose en las ideas de Demócrito, y con la firme convicción de que las propiedades perceptibles de la materia sólo podían explicarse a través del conocimiento de su estructura interna, Dalton propuso su **teoría atómica**.

Suponiendo que la materia está formada por átomos, imaginó a éstos como diminutas esferas impenetrables e indivisibles caracterizadas por su masa y su capacidad de combinarse.

En las figuras laterales se muestra una imagen sencilla de los átomos de algunos elementos, según sus tamaños relativos. En un principio esta teoría fue rápidamente aceptada dado que permitía explicar con relativa sencillez los hechos experimentales conocidos en la época. En efecto, la teoría atómica permitió explicar satisfactoriamente las leyes gravimétricas, entre ellas la

ley de la conservación de la masa. No obstante, poco tiempo después la teoría atómica tropezó con algunas dificultades, al intentar explicar hechos experimentales relacionados con las combinaciones de volúmenes gaseosos. En 1811, un químico italiano llamado Amedeo Avogadro, publicó un artículo donde complementó la teoría de Dalton, explicando satisfactoriamente los hechos observados para la combinación de gases.

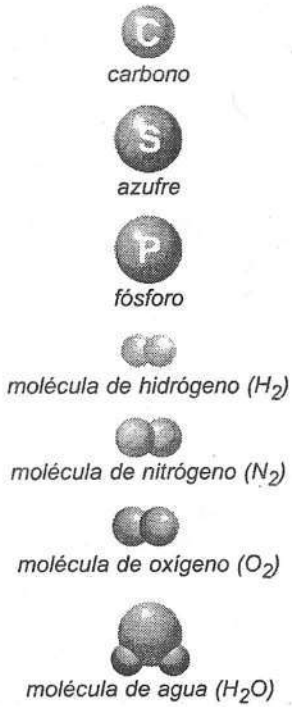
Avogadro supuso que las partículas más pequeñas de las sustancias no estaban formadas por átomos individuales como imaginaba Dalton, sino por una combinación de un número adecuado de ellos. Por ejemplo, las "partículas" de sustancias gaseosas simples como el hidrógeno, el nitrógeno o el oxígeno, debían estar formadas por la unión de dos átomos iguales. La "partícula" de agua (H_2O) era algo más compleja y debía estar formada por tres átomos, dos de hidrógeno y uno de oxígeno.

A estas partículas formadas por agrupaciones de átomos, Avogadro las llamó **moléculas**. Así nació la **Teoría Atómico–Molecular**.

En la figura de la derecha se muestra una imagen sencilla de las moléculas, tal como fue propuesta por Avogadro.

Tiempo después se descubrió que las moléculas de ciertas sustancias eran aún más complejas. Una molécula de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), por ejemplo, se compone de 24 átomos: seis de carbono, doce de hidrógeno y seis de oxígeno.

Más adelante, nuevos descubrimientos científicos demostraron que el átomo era mucho más complejo que el imaginado por Dalton. Por estas razones, su teoría atómica fue relegada, pero sus aportes a la ciencia contribuyeron a su vertiginoso desarrollo, y es indudable que constituyó la base fundamental para el desarrollo de la Química moderna.



CURIOSIDADES DE LA CIENCIA

DALTON, EL DALTÓNICO

John Dalton nació el 6 de septiembre de 1766 en Inglaterra. A los doce años enseñaba en la escuela del lugar. Se destacó en Matemática, Física y especialmente en Química. Además, formó parte de la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester. La teoría atómica fue su logro más importante. En 1844 más de cuarenta mil personas desfilaron por su féretro.

Alrededor de 1750, los cuáqueros constituían una comunidad de cristianos protestantes, que creían en la bondad del ser humano, pensando que existe algo de Dios en cada persona. Vivían en forma austera, vistiendo en forma sencilla y cuidando extremadamente sus modales y su expresión. No respondían a las ofensas y tenían un espíritu sumamente solidario. La calificación de sus miembros se basaba en sus principios morales y religiosos, como así también en el cumplimiento de las estrictas reglas de la comunidad. Dalton concurrió a una escuela dirigida por cuáqueros, donde aprendió sus preceptos, además de matemáticas y ciencias en general.

Su teoría atómica fue rápidamente aceptada por los científicos de su época y reconocida con gran entusiasmo. Modestamente, atribuyó sus éxitos a su concentración y perseverancia en el trabajo. Cuando en 1816 le concedieron la medalla de la Sociedad Real de Londres, se presentó un problema. Dalton iba a ser presentado al rey, pero el protocolo de la corte exigía el uso de pantalones

hasta la rodilla, zapatos con hebillas y una espada; pero el uso de estos objetos les estaba vedado a los cuáqueros. Por suerte John acababa de recibir un título honorífico de la Universidad de Oxford y entonces le permitieron ir vestido con la toga universitaria. Ésta consistía en una túnica con mangas y una especie de capa corta de color rojo, que cubría los hombros. Pero un cuáquero tampoco podía vestirse de rojo. John miró su capa y la vio verde. Así vestido pudo presentarse ante el rey. Dalton padecía de un defecto visual (acromatopsia) que le hacía confundir los colores, especialmente el rojo con el verde. Esta disfunción que provoca la confusión de los colores que se perciben, o la no-percepción de algunos, hoy se conoce en su memoria como ***daltonismo***.

2_LA TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

Los metales y las sales no están constituidos por moléculas, sino por otro tipo de partículas que veremos más adelante.

Debido a la existencia de átomos de un mismo elemento con distinta masa (ver isótopos), algunas moléculas de una misma sustancia puede diferir ligeramente en sus masas.

La teoría atómico–molecular, en términos actuales, puede sintetizarse mediante los siguientes enunciados:

- *La mayoría de las sustancias están constituidas por pequeñísimas partículas, llamadas moléculas, que están formadas por uno o varios átomos unidos entre sí.*

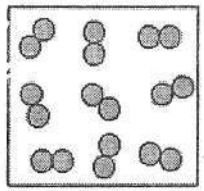
En otras palabras las partículas más pequeñas que constituyen la mayoría de las sustancias, son las moléculas.

- *Las moléculas de una sustancia son iguales entre sí y difieren de las de las de otras sustancias.*

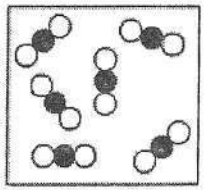
Esto significa, por ejemplo, que todas las moléculas de la sustancia amoníaco (NH_3) tienen la misma composición, (un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno) pero diferente de la de cualquier otra sustancia.

- *Las moléculas de las sustancias simples están formadas por átomos de un mismo elemento, y las de las sustancias compuestas por átomos de por lo menos dos elementos distintos.*

La molécula de la sustancia simple nitrógeno (N_2) por ejemplo, está constituida por dos átomos de nitrógeno. La molécula de dióxido de carbono (CO_2) que es una sustancia gaseosa compuesta, está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
En las figuras de la izquierda mostramos una ínfima porción de esas sustancias a nivel mole-cular mediante un esquema de partículas.



moléculas de nitrógeno
(átomo de nitrógeno)



moléculas de dióxido de carbono
(● átomo de carbono)
(○ átomo de oxígeno)

- *El número de átomos que constituye una molécula se denomina atomicidad.*

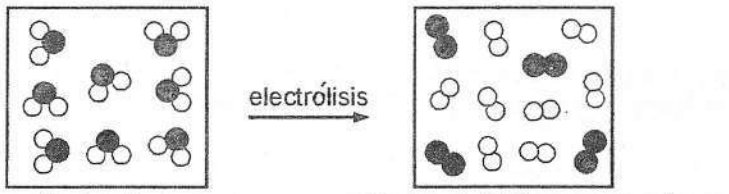
Las moléculas formadas por un solo átomo, como las de los gases nobles, se denominan **monoatómicas** y su atomicidad es uno. Por ejemplo, la molécula de neón (Ne).
Las que están formadas por dos átomos, como las moléculas de cloro (Cl_2), tienen atomicidad dos y decimos que son **diatómicas**.
La atomicidad de la molécula de agua (H_2O) es tres y por lo tanto es **triatómica**.
En general, a las moléculas formadas por dos o más átomos, las llamamos **poliatómicas**.

- *Durante las transformaciones físicas no se producen cambios en las moléculas de las sustancia.*

Por ejemplo, durante el fenómeno de vaporización del agua, las moléculas permanecen inalteradas. Sólo aumenta la separación entre ellas.

- *Durante las transformaciones químicas, se producen cambios en el tipo de moléculas, pero no en el número y clase de átomos.*

Por ejemplo, durante el proceso conocido como electrólisis del agua, se produce la descomposición de la misma. Sus moléculas, formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, se transforman en moléculas de hidrógeno y de oxígeno.
Este hecho puede visualizarse a nivel submicroscópico, mediante los siguientes esquemas donde sólo representamos algunas moléculas:



moléculas de agua *moléculas de hidrógeno y de oxígeno*

● átomo de oxígeno ○ átomo de hidrógeno

El proceso consiste en un reordenamiento de los átomos sin modificar su número ni su clase. En efecto, observemos que en ambos esquemas hay el mismo número y clase de átomos (16 átomos de hidrógeno y ocho de oxígeno), aunque agrupados en distintos tipos de moléculas.

3_FÓRMULAS Y MODELOS MOLECULARES

Las fórmulas químicas

a) Fórmula molecular

La fórmula molecular de una sustancia representa a cada una de sus moléculas indicando, mediante un subíndice, el número de átomos de los elementos que la constituyen.

i) Sustancias simples

La fórmula molecular de una sustancia simple se escribe con el símbolo del elemento que la forma, y un subíndice que indica el número de átomos del mismo que hay en cada molécula.

- La sustancia simple neón está constituida por moléculas que tienen un sólo átomo (monoatómicas) y su fórmula está representada por su símbolo: Ne.

- La sustancia simple hidrógeno está formada por moléculas diatómicas, cada una de las cuales tiene dos átomos de hidrógeno y su fórmula molecular es H_2. Otras sustancias simples

formadas por moléculas diatómicas, son el oxígeno cuya fórmula molecular es O_2, el nitrógeno (N_2) y el cloro (Cl_2).

- Hay sustancias simples formadas por moléculas triatómicas como el ozono (O_3), tetratómicas como el fósforo (P_4) y octoatómicas como las moléculas de azufre (S_8).

ii) Sustancias compuestas

Si la sustancia es compuesta, los subíndices en la fórmula molecular indican el número de átomos de cada elemento que constituyen la molécula:

- El cloruro de hidrógeno es una sustancia compuesta formada por moléculas diatómicas que contienen un átomo de hidrógeno y uno de cloro; su fórmula molecular es HCl.

- El agua es una sustancia compuesta formada por moléculas triatómicas que tienen dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno; su fórmula molecular es H_2O.

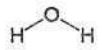
- El amoníaco, cuya fórmula molecular es NH_3, está constituido por moléculas tetratómicas que contienen un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno. Las moléculas de metano (CH_4), principal componente del gas natural, son pentatómicas.

- La sacarosa (azúcar de caña) está formada por moléculas de 45 átomos ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Hay moléculas como las de las proteínas, formadas por miles de átomos.

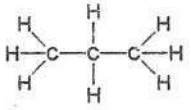
b) Fórmula estructural o desarrollada

La fórmula molecular indica el número y la clase de átomos que componen una molécula. La fórmula desarrollada o estructural muestra, además, cómo están unidos los átomos unos con otros. En esta fórmula las uniones entre los átomos están representadas mediante líneas que los unen.

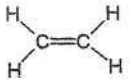
Cada línea representa un enlace químico. En la figura adjunta se muestran varios ejemplos de este tipo de fórmulas. Hay enlaces simples representados por una sola línea, enlaces dobles indicados por dos líneas y triples correspondientes a tres líneas. Más adelante, cuando desarrollemos el concepto de la unión química, veremos el significado de esos enlaces simples, dobles o triples. En nuestros ejemplos podemos observar:



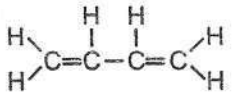
agua



propano



eteno



1,3-butadieno

- En las moléculas de agua y de propano, todos los enlaces son simples, puesto que están indicados mediante una única línea.

- En la molécula de eteno, los átomos de carbono están unidos mediante dos líneas que indican un enlace doble, mientras que los cuatro enlaces carbono–hidrógeno son simples. Esta sustancia es la materia prima para la producción de polietileno, un material plástico usado como cubierta aisladora de cables, en la fabricación de mangueras, recipientes plásticos y películas de diverso espesor.

- La molécula de 1,3-butadieno tiene dos enlaces dobles, alternados con uno simple. Además, cada

átomo de carbono está unido por enlace simple a un átomo de hidrógeno. El butadieno es empleado en síntesis de polímeros llamados elastómeros sintéticos, que tienen propiedades similares al caucho.

- En la molécula de etino, los dos átomos de carbono están unidos entre sí por un triple enlace, y a su vez cada uno de ellos se une a un átomo de hidrógeno por enlace simple. Esta sustancia, también conocida como acetileno, es un gas que mezclado con aire es empleado como soplete para soldaduras autógenas y para cortar metales.

H—C≡C—H
etino

Los modelos moleculares

Tanto las fórmulas moleculares como las desarrolladas nos informan acerca de la composición de las moléculas, pero no describen sus formas. Las moléculas poliatómicas son agrupaciones de átomos ubicados de diferentes maneras en el espacio. Para representar las moléculas se utilizan dibujos tridimensionales denominados **modelos moleculares**. Los átomos de los distintos elementos que las forman se ubican en el espacio simbolizados por esferas de distinto tamaño. Hay moléculas lineales, angulares, triangulares, tetraédricas, etc. Muchas de las propiedades de una sustancia dependen de la forma de sus moléculas. En la Figura 2.1 se muestran algunos modelos moleculares correspondientes a moléculas de diferentes sustancias.

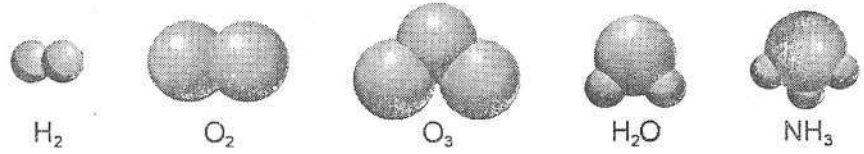


Figura 2.1: Representación de las moléculas de algunas sustancias mediante los modelos moleculares.

En el siguiente cuadro se muestran fórmulas moleculares (F.M.) y modelos moleculares de algunas sustancias.

sustancia		elementos constitutivos	número y clase de átomos	tipo de sustancia	atomicidad	modelo molecular
nombre	F.M.					
xenón	Xe	xenón	1 de xenón	simple	monoatómica	
oxígeno	O_2	oxígeno	2 de oxígeno	simple	diatómica	
amoniaco	NH_3	nitrógeno e hidrógeno	3 de hidrógeno y 1 de nitrógeno	compuesta	tetratómica	
ozono	O_3	oxígeno	3 de oxígeno	simple	triatómica	
fósforo	P_4	fósforo	4 de fósforo	simple	tetratómica	
dióxido de carbono	CO_2	carbono y oxígeno	1 de carbono y 2 de oxígeno	compuesta	triatómica	

De la observación del cuadro anterior se puede concluir:

- No existen sustancias compuestas cuyas moléculas sean monoatómicas.
- Un mismo elemento puede formar más de una sustancia simple de diferente atomicidad. Por ejemplo, el oxígeno (O_2) y el ozono (O_3), que se denominan formas alotrópicas del elemento oxígeno.
- Las moléculas tienen distinta forma, según la distribución de sus átomos en el espacio.

4_SUSTANCIAS MOLECULARES, IÓNICAS Y METALES

En los ejemplos utilizados anteriormente para explicar las fórmulas moleculares, las fórmulas desarrolladas y los modelos moleculares, hemos trabajado con ***sustancias moleculares***.

La fórmula molecular del acetileno C_2H_2, indica que cada molécula del compuesto está formada por cuatro átomos: dos de carbono y dos de hidrógeno, es decir que están en una relación (2/2); por lo tanto, la mínima relación entre ellos es 1/1, que puede simbolizarse mediante la fórmula CH.

FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

La fórmula que indica la mínima relación numérica existente entre los átomos que constituyen la molécula de una sustancia, se denomina **fórmula mínima o empírica**. La fórmula mínima del acetileno es CH. La fórmula mínima no indica el número real de átomos que constituyen la molécula.

En el benceno, cuya fórmula molecular es C_6H_6, la mínima relación entre los átomos de C e H es 1/1 y por lo tanto su fórmula mínima es también CH.

En el agua (H_2O), la fórmula mínima es igual a la molecular, puesto que la mínima relación entre sus átomos es 2/1.

Existen muchas sustancias, como por ejemplo las sales, que no están constituidas por moléculas, sino por iones. El cloruro de sodio (sal de mesa) cuya fórmula mínima es NaCl, es un ejemplo de compuesto formado por iones. No existen moléculas independientes de NaCl, sino una red cristalina tridimensional constituida por iones sodio positivos (Na^+) e iones cloruro negativos (Cl^-). Los iones se mantienen unidos en la red debido a fuerzas de atracción entre cargas de signo opuesto (sustancias iónicas).

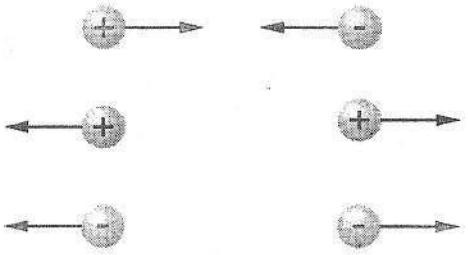
La fórmula mínima es muy útil para indicar la composición de sustancias iónicas. Los iones pueden estar constituidos por átomos individuales cargados positivamente como el ion sodio (Na^+) o negativamente como el ion cloruro (Cl^-), o bien por un grupo de átomos unidos, como el ion amonio (NH_4^+) o el ion nitrato (NO_3^-). Los primeros son ejemplos de iones monoatómicos y los últimos de iones poliatómicos. Los iones positivos se denominan ***cationes*** y los negativos ***aniones***. Además, hay iones con más de una carga eléctrica como el ion calcio Ca^{2+}, el ion aluminio Al^{3+}, el ion sulfuro S^{2-} o el ion ortofosfato, PO_4^{3-}.

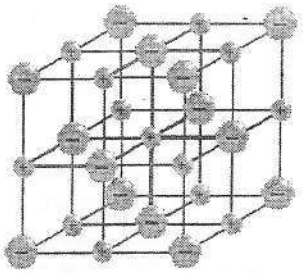
La existencia de iones pone en evidencia la naturaleza eléctrica de la materia. La experiencia indica que entre los cuerpos cargados, se manifiestan fuerzas de atracción o repulsión de origen eléctrico, determinadas por la ley de **Coulomb**. Estas fuerzas son tales que las cargas eléctricas de distinto signo se atraen, mientras que las cargas del mismo signo se repelen, como se muestra en la siguiente figura:

**Ley de Coulomb*

El módulo de la fuerza eléctrica $|\vec{F}|$ que se ejerce entre dos partículas cargadas q_1 y q_2, es directamente proporcional al producto de las cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia (r) que las separa:

$$|\vec{F}| = K\frac{|q_1 \times q_2|}{r^2}$$





Red cristalina del cloruro de sodio

En un cristal de cloruro de sodio hay el mismo número de iones sodio y cloruro, es decir, se hallan en una relación mínima de 1/1, que consiste en una agrupación de un catión Na^+ y un anión Cl^- representada por su fórmula mínima: NaCl.

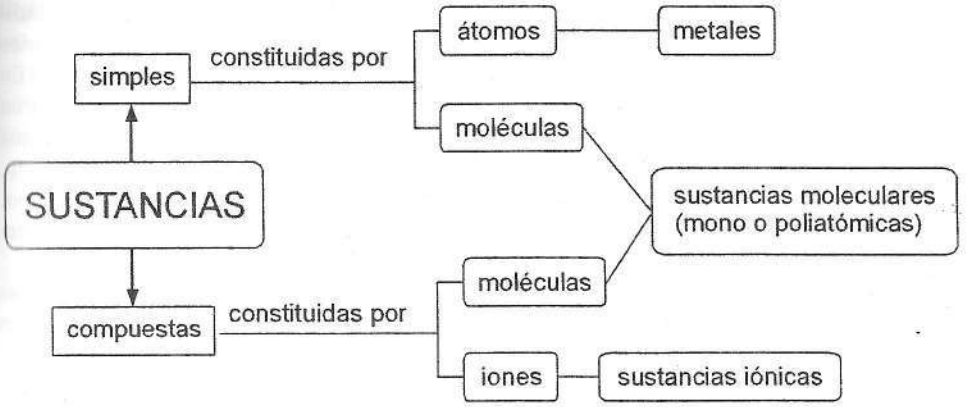
Esta mínima relación entre cationes y aniones de un compuesto iónico, representado por su fórmula mínima, recibe el nombre de **"unidad fórmula"**. Así, la unidad fórmula del cloruro de sodio es NaCl.

La unidad fórmula del cloruro de bario, cuya fórmula mínima es $BaCl_2$, está formada por un ion Ba^{2+} y dos iones Cl^-. El sulfato de sodio (Na_2SO_4) está constituido por dos cationes Na^+ y un anión sulfato, SO_4^{2-}.

Dado que los compuestos iónicos son eléctricamente neutros, el número de cargas positivas debe ser igual al número de cargas negativas.

Cap. 5

Las sustancias metálicas, como veremos más adelante, están formadas por átomos que constituyen redes cristalinas. En el siguiente esquema se muestra cuáles son las partículas que constituyen las distintas sustancias (átomos, moléculas, o iones).



En el cuadro siguiente se muestran las fórmulas moleculares y mínimas de diversas sustacias.

SUSTANCIA	Fórmula molecular	Fórmula mínima	Mínima relación
etano	C_2H_6	CH_3	1/3
agua	H_2O	H_2O	2/1
benceno	C_6H_6	CH	1/1
acetileno	C_2H_2	CH	1/1
cloruro de potasio	----------	KCl	1/1
cloruro de bario	----------	$BaCl_2$	1/2

Del cuadro anterior se puede concluir:

- Hay sustancias cuya fórmula molecular coincide con la fórmula mínima. (H_2O).
- Hay sustancias distintas con igual fórmula mínima (benceno y acetileno).
- Hay sustancias que no están constituidas por moléculas, por lo tanto sólo tiene sentido indicar su fórmula mínima (KCl, $BaCl_2$), que representa una unidad fórmula de la sustancia.

5_LA COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS

La Teoría Atómico–Molecular describía al átomo como una diminuta esfera maciza e indivisible. Esta imagen prevaleció durante gran parte del siglo XIX. Pero el pensamiento de los hombres de ciencia iba a ser renovado tras la contundencia de nuevos e inesperados hechos. En efecto, en el último cuarto del siglo XIX y las primeras décadas del siglo XX, se realizaron un conjunto de descubrimientos que se sucedieron en forma vertiginosa. Se revelaron fenómenos imprevistos e inimaginables, incluso inconcebibles en el marco conceptual de la física clásica. Muchos de estos fenómenos sorprendentes estaban centrados en la estructura íntima del átomo. Éste dejó de ser una estructura rígida y maciza como lo había imaginado Dalton, para convertirse en una estructura compleja de indiscutible realidad física.

Si bien no describiremos estos descubrimientos que forman parte de la historia de la ciencia, mencionaremos algunos que constituyeron la base fundamental para el conocimiento de la estructura atómica:

- **La electroquímica:** estudia los fenómenos mediante los cuales es posible generar energía eléctrica a expensas de transformaciones químicas (pilas) o descomponer sustancias mediante el pasaje de la corriente eléctrica (electrólisis). Estos hechos implican una transformación química y revelan la naturaleza eléctrica de la materia.

- **La radiactividad:** es la propiedad que tienen algunos átomos de emitir distintos tipos de radiaciones en forma espontánea.

- **La espectroscopía:** estudia los fenómenos por los cuales en determinadas condiciones, ciertas sustancias pueden absorver o emitir radiaciones.

El descubrimiento de estos y otros fenómenos sugirió que el átomo debía tener una estructura compleja.

Las partículas subátomicas

Las experiencias de finales del siglo XIX y principios del XX, revelaron que el átomo no es el constituyente más elemental de la materia sino que a su vez, está formado por tres partículas subatómicas fundamentales: el **electrón**, el **protón** y el **neutrón**.

Tales partículas son de vital importancia para el desarrollo de teorías satisfactorias para explicar el comportamiento químico de la materia. Si bien se conocen otras partículas subatómicas, es posible prescindir de ellas en el estudio de dichas teorías.

El átomo en su conjunto es eléctricamente neutro, pero tanto el electrón como el protón tienen carga eléctrica.

• El electrón

El electrón fue el primero de los componentes atómicos en descubrirse. Las primeras manifestaciones de su existencia surgieron de las experiencias de electrólisis realizadas por Michael Faraday en 1833. En éstas se comprobó que la circulación de corriente eléctrica producía cambios químicos en las sustancias, lo cual sugirió que los átomos debían poseer una estructura eléctrica.

En 1897 el físico inglés Joseph John Thomson confirmó que todos los átomos contienen partículas con carga eléctrica negativa, que se denominaron electrones. Finalmente en 1909, Robert Millikan consiguió determinar la carga del electrón (q_e):

$$q_e = -1{,}60 \times 10^{-19}\,C$$

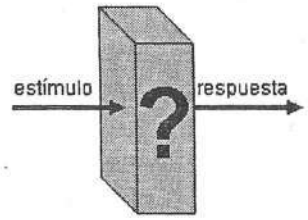
Este valor corresponde a la menor carga conocida en la naturaleza. Es decir, no existe partícula alguna cuya carga sea menor que la del electrón. Por esta razón constituye (en valor absoluto) la unidad de carga eléctrica (u.c.e.):

$$1 \text{ u.c.e.} = -1{,}60 \times 10^{-19}\,C$$

Posteriomente se determinó la masa del electrón (m_e):

$$m_e = 9{,}11 \times 10^{-28}\,g$$

Explorar el interior del átomo es un camino lleno de obstáculos pero al mismo tiempo un desafío fascinante. Es como un viaje imaginario rumbo a lo desconocido. Sobre la base de hechos experimentales, fáciles de observar, hay que averiguar su estructura interna. ¿Cómo examinar el interior del átomo si no lo podemos ver ni tocar? He aquí el gran desafío. Todo ocurre como si el átomo fuese una caja cerrada inviolable ("caja negra"). Sólo podemos aplicar ciertos estímulos a la caja y observar sus efectos.



CAJA NEGRA

De acuerdo con las respuestas obtenidas, queremos descubrir el contenido de la caja. Sobre esta base trabajaron eminentes científicos en los albores del siglo XX, realizando numerosas experiencias que condujeron a describir cómo se distribuyen las partículas subatómicas.

• El protón

Una vez establecido el electrón como partícula real constituyente del átomo y carga unitaria de electricidad, los avances en la incesante búsqueda por conocer la estructura íntima del átomo se sucedieron rápidamente.

En efecto, dado el carácter neutro del átomo, la existencia de una partícula negativa como el electrón debía ser compensada por una partícula positiva. La presencia de esta partícula positiva como constituyente de todos los átomos fue confirmada, y Rutherford la denominó **protón.**

Ésta resultó la menor partícula cargada positivamente que podía obtenerse, por consiguiente, la magnitud de su carga debía ser igual, aunque de signo contrario, a la del electrón. Luego la carga del protón (q_p) es:

$$\boxed{q_p = 1{,}60 \times 10^{-19}\ C}$$

También fue determinada su masa (m_p):

$$\boxed{m_p = 1{,}67 \times 10^{-24}\ g}$$

Para comparar la masa del protón con la del electrón efectuamos la relación:

$$\frac{m_p}{m_e} = \frac{1{,}67 \times 10^{-24}\ g}{9{,}10 \times 10^{-28}\ g} = 1835, \text{ o sea : } m_p = 1835\, m_e$$

La masa del protón es aproximadamente 1835 veces mayor que la del electrón.

Los neutrones son utilizados como "proyectiles" en los procesos nucleares, e intervienen en las reacciones en cadena que se producen, por ejemplo, cuando detona una bomba atómica.

• El neutrón

El neutrón fue la última partícula integrante del átomo en descubrirse. En 1930, los físicos alemanes W. Bothe y H. Becker descubrieron una radiación neutra y de alto poder de penetración. Recién en febrero de 1932, James Chadwick, colaborador de Rutherford, demostró que esas radiaciones eran en realidad partículas dotadas de masa similar a la del protón, pero sin carga eléctrica, a las que denominó neutrones.

Los neutrones y los protones constituyen la mayor parte de la masa del átomo, ya que la masa de los electrones es tan pequeña respecto a la de los protones y neutrones, que puede despreciarse.

En la Tabla 2.1, indicamos las principales características de las tres partículas subatómicas fundamentales.

PARTÍCULA	SÍMBOLO	MASA (g)	CARGA (C)	CARGA (u.c.e.)
electrón	e	$9{,}10 \times 10^{-28}$	$-1{,}60 \times 10^{-19}$	-1
protón	p	$1{,}672 \times 10^{-24}$	$1{,}60 \times 10^{-19}$	+1
neutrón	n	$1{,}675 \times 10^{-24}$	0	0

Tabla 2.1: Partículas subatómicas fundamentales (u.c.e: unidad de carga eléctrica)

En la Figura 2.2 se muestra un esquema con las partículas constitutivas de la materia.

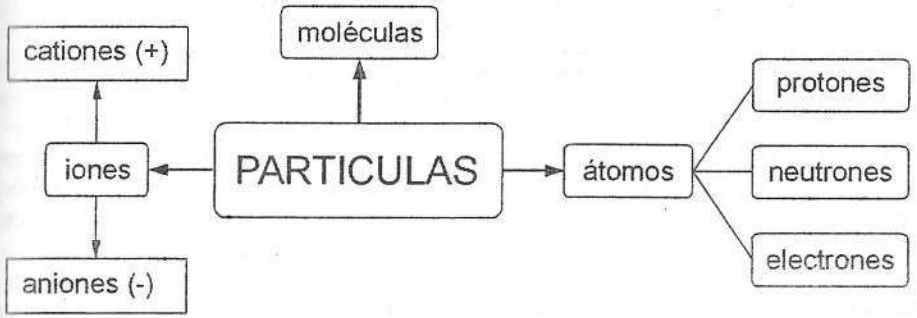


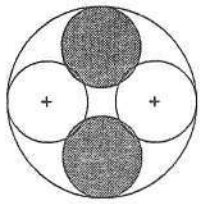
Figura 2.2: Partículas constitutivas de la materia

Hasta aquí sabemos que el átomo está formado por electrones cargados negativamente, protones con carga positiva y neutrones sin carga. ¿Cómo están distribuidas esas partículas en el interior del átomo? Esa era la pregunta que desvelaba a los científicos de la época. Se trataba de conocer la estructura íntima del átomo. Se tenían las piezas; había que armar el rompecabezas.

Numerosas experiencias, en particular las efectuadas por Rutherford, indicaron que en el átomo puede distinguirse una región central, denominada núcleo, donde se hallan los protones y los neutrones, rodeada por electrones.

El núcleo atómico

Experiencias realizadas a comienzos del siglo XX llevaron a los científicos a sugerir una distribución de las tres partículas fundamentales del átomo. Se propuso la existencia de un núcleo atómico cargado positivamente en el que se hallan los protones y los neutrones. Los electrones se encuentran a su alrededor y constituyen la denominada **"nube electrónica"**. De ésta última nos ocuparemos en el capítulo siguiente.



Núcleo de Helio

Los neutrones juegan un papel preponderante en la estabilidad del núcleo. Debido a que tanto el protón como el neutrón están en el núcleo, frecuentemente se los denomina nucleones. Por ejemplo, el núcleo de un átomo de helio contiene cuatro **nucleones**: dos protones y dos neutrones.

El tamaño de los átomos

Si bien no hay un límite preciso para las dimensiones del átomo, podemos suponer en forma convencional que es esférico. Partiendo de esa base y mediante numerosas experiencias, pudo determinarse que el radio de los átomos es del orden de 10^{-10} m, es decir, el tamaño del átomo es muy pequeño. Si, por ejemplo, pudiéramos colocar diez millones de átomos de cobre uno tras otro, formarían una cadena cuya longitud no alcanzaría los 3 mm.

Si tenemos en cuenta que el núcleo atómico tiene un radio aproximado de 10^{-15} m, podemos comparar su radio con el del átomo efectuando la siguiente relación:

$$\frac{\text{r átomo}}{\text{r núcleo}} = \frac{10^{-10}\,\text{m}}{10^{-15}\,\text{m}} = 10^{5} = 100.000$$

Esto nos indica que el radio del átomo (a pesar de ser tan pequeño) es 100.000 veces mayor que el del núcleo. Para tener una idea más acabada de esta relación, imaginemos que si el núcleo de un átomo fuera del tamaño de una bolita de 1 cm de radio, el átomo tendría un radio de un kilómetro.

Pero hay más aún: dado que casi toda la masa del átomo se concentra en un volumen tan reducido como el del núcleo, la densidad nuclear es enorme. En efecto, teniendo en cuenta que la masa de un protón es: $1{,}67 \times 10^{-24}$ g y que ocupa un volumen de $7{,}24 \times 10^{-39}$ cm^3, podemos calcular la densidad del núcleo (δ_n) de un átomo que contiene un único protón:

$$\delta = \frac{m_n}{V_n} = \frac{1{,}67 \times^{-24} \text{g}}{7{,}24 \times 10^{-39}\,\text{cm}^3} = 2{,}31 \times 10^{14}\,\text{g/cm}^3$$

Este resultado nos indica que los núcleos atómicos son sumamente densos. Si pudiésemos llenar un cubo de 1 cm de arista sólo con núcleos, éste pesaría ¡doscientos treinta y un millones de toneladas!

El número atómico y el número másico

Luego de numerosas experiencias, pudo establecerse que todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo. Como la carga de cada protón es + 1, la carga total del núcleo es igual al número de protones (**N°p**) que contiene, al que se denomina **número atómico** del elemento y se simboliza con la letra **Z**.

NÚMERO ATÓMICO (Z) *Es el número de protones que contiene el núcleo de cualquier átomo de un elemento*

$$\boxed{Z = \text{N°p}}$$

El número atómico Z es característico de cada elemento y por lo tanto nos permite identificarlo. Por ejemplo, todo átomo que contiene 79 protones en su núcleo (Z = 79) es un átomo del elemento oro y todo átomo con 11 protones (Z = 11) es del elemento sodio. En otras palabras, cada elemento tiene un único número atómico. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones en su núcleo, es decir, el mismo número atómico. Los elementos se diferencian unos de otros por el número atómico.

Puesto que el átomo es eléctricamente neutro, el número atómico también es igual al número de electrones (N°e) del mismo:

$$\boxed{Z = N°p = N°e} \quad (1)$$

Por ejemplo, cada átomo del elemento neón (Z=10), contiene 10 protones en su núcleo y tiene 10 electrones en su periferia.

El hidrógeno, que es el primer elemento de la clasificación periódica, tiene número atómico 1 (1 protón y 1 electrón) y el del uranio, que es el último de los elementos naturales, es 92 (92 protones y 92 electrones).

Como se indicó en la Tabla 2.1, la masa del protón y la del neutrón son aproximadamente iguales, mientras que la del electrón es despreciable frente a ellas. En consecuencia, podemos considerar que la masa del átomo es aproximadamente igual a la suma de las masas de los protones y neutrones que hay en su núcleo. Por ello, es importante conocer el número total de protones (N°p) y de neutrones (N°n) que hay en el núcleo de un átomo. Este número se denomina número másico o número de masa y se simboliza con la letra A.

LA MASA DEL NÚCLEO

El número másico es la suma del número de protones y de neutrones que contiene el núcleo de un átomo.

NÚMERO MÁSICO (A)

Por lo tanto:

$$\boxed{A = N°p + N°n = Z + N°n} \quad (2)$$

Teniendo en cuenta que tanto el número de protones como el de neutrones son números enteros positivos, el número de masa también lo es. Por ejemplo, el número de masa de un átomo de flúor que tiene 9 protones y 10 neutrones en su núcleo, es: A = 9 + 10 = 19.

Para caracterizar un elemento es suficiente conocer su número atómico. Para identificar un átomo es necesario indicar el número atómico Z y el número de masa A. Cada átomo así identificado, recibe el nombre de **nucleido**.

Un nucleido es todo átomo caracterizado por valores determinados de número atómico (Z) y número de masa (A).

NUCLEIDO

El número atómico (Z) y el número de masa (A) de un nucleido de un elemento cualquiera X, se indican a la izquierda de su símbolo, como subíndice y superíndice respectivamente. Por ejemplo, tanto el $^{1}_{1}H$ como el $^{23}_{11}Na$ son nucleidos.

$$^{A}_{Z}X$$

Símbolo de un nucleido

- El nucleido $^{1}_{1}H$ es un átomo de hidrógeno cuyo número atómico y su número de masa son iguales a 1.

• El nucleido $^{23}_{11}Na$ es un átomo de sodio que tiene número atómico 11 y número de masa 23.

Dado que el símbolo identifica al elemento, muchas veces se omite escribir el número atómico Z, escribiendo simplemente ^{1}H ó ^{23}Na.

También es frecuente usar la notación donde aparece el símbolo del elemento, seguido de su número de masa, separados por un guión. Para nuestros ejemplos: H-1 y Na-23.

Conociendo el número de masa A y el numero atómico Z de un nucleido, podemos establecer el número de partículas elementales.

De la ecuación (2) es A = Z + N°n. Por lo tanto el número de neutrones es:

$$\boxed{N°n = A - Z} \quad (3)$$

El número de neutrones del nucleido $^{1}_{1}H$, cuyo número atómico Z es 1 y su número de masa A es también 1, puede obtenerse utilizando la expresión anterior: N°n = A - Z = 1-1 = 0. Es decir, este nucleido contiene 1 protón y ningún neutrón en su núcleo.

El nucleido $^{23}_{11}Na$, de número atómico Z = 11, y número de masa A = 23, tiene N°n = 23-11 = 12 neutrones.

En su teoría atómica, Dalton había establecido que todos los átomos de un elemento tenían el mismo peso.

A principios del siglo XX, Frederick Soddy, trabajando con átomos radiactivos, encontró que algunos de ellos cuyo comportamiento químico era prácticamente idéntico, tenían distinto peso. Entonces Soddy supuso que debían ser variedades de un mismo elemento. Por lo tanto debían ocupar el mismo lugar en la tabla periódica. Por esta razón los llamó **isótopos**, palabra que significa precisamente en "igual lugar".

Cap. 1

Poco después, al estudiar una muestra de neón, Thomson pudo identificar átomos de neón (Z = 10), con números másicos 20, 21 y 22. Esto significa que una muestra del elemento neón está constituida por una mezcla de átomos con distinta composición nuclear, y por lo tanto con diferentes números másicos.

Experiencias posteriores revelaron que la mayoría de los elementos están formados por una mezcla de átomos que difieren en sus números de masa.

ISÓTOPOS — *Son átomos de un mismo elemento, que difieren en sus números másicos.*

Algunos nucleidos del elemento potasio (Z=19), tienen número de masa 39, otros 40, y otros 41. Sin embargo, todos tienen 19 protones en su núcleo y 19 electrones externos. Los tres nucleidos son isótopos entre sí.

En el siguiente cuadro se muestran características de algunos nucleidos.

Nucleido	Z	A	N°p	N°n
$^{31}_{15}P$	15	31	15	16
$^{32}_{15}P$	15	32	15	17
$^{59}_{27}Co$	27	59	27	32
$^{60}_{27}Co$	27	60	27	33
$^{57}_{27}Co$	27	57	27	30
$^{206}_{82}Pb$	82	206	82	124
$^{208}_{82}Pb$	82	208	82	126

Podemos observar que los isótopos, por ser átomos del mismo elemento, tienen igual número atómico. Por consiguiente tienen el mismo número de protones y sólo difieren en el número de neutrones que contienen sus núcleos.

La Figura 2.3 nos muestra tres clases de nucleidos del elemento neón: el $^{20}_{10}Ne$ que tiene 10 protones y 10 neutrones, el $^{21}_{10}Ne$ con 10 protones y 11 neutrones y el $^{22}_{10}Ne$ con 10 protones y 12 neutrones. Los tres nucleidos son isótopos entre sí.

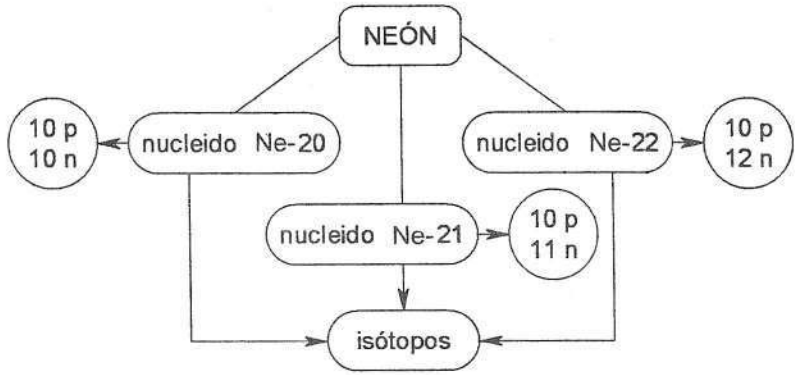


Figura 2.3: Nucleidos del elemento neón.

La mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza constituidos por una mezcla, en diversas proporciones, de dos o más isótopos. Por ejemplo, para el elemento hidrógeno se han

identificado dos isótopos naturales: el $^{1}_{1}H$ (protio) y el $^{2}_{1}H$ (deuterio) y uno artificial y radiactivo, el $^{3}_{1}H$ (tritio), que contienen en sus núcleos 0, 1 y 2 neutrones respectivamente. La mayor parte del hidrógeno natural está formada por el protio.

El agua está constituida esencialmente por moléculas de $^{1}_{1}H_2O$ y una ínfima proporción de $^{2}_{1}H_2O$, en que interviene el deuterio. A esta última se la denomina agua pesada (por ser el deuterio más pesado que el protio) y es utilizada en los reactores nucleares.

También hay pequeñísimas cantidades (trazas) de carbono-14 (^{14}C).

El carbono existe en la naturaleza constituido por una mezcla de dos isótopos estables: ^{12}C (el más abundante) y ^{13}C.

Se han identificado 272 nucleidos estables y más de 1600 nucleidos radiactivos. Estos últimos se caracterizan porque sufren procesos ("desintegraciones radiactivas") espontáneos, por los cuales se transforman en otros tipos de átomos. Estas transformaciones se deben a cambios a nivel nuclear, en los cuales se emiten partículas (típicamente, las partículas alfa y las beta). Los núcleos inestables, al emitir esas radiaciones, se transforman en otros núcleos, cambiando el valor de Z, por lo cual el producto de la desintegración es un nucleido diferente del anterior. También se emiten radiaciones gamma, cuando un núcleo excitado pasa a un estado de menor energía. Las radiaciones nucleares emitidas en estos procesos han sido ampliamente utilizadas.

Muchos nucleidos radiactivos de diversos elementos, tienen aplicaciones en distintos campos. El ^{60}Co es un nucleido radiactivo muy utilizado para la destrucción de células cancerosas (la cobaltoterapia se basa en la aplicación de las radiaciones gamma emitidas por dicho radionucleido). El ^{14}C se utiliza especialmente para determinar la antigüedad de restos fósiles.

6_MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

Como hemos visto, muchas sustancias están constituidas por moléculas, que a su vez están formadas por uno o más átomos. La masa de un átomo depende del átomo en cuestión, pero siempre es muy pequeña. No existe una balanza capaz de detectar la masa de un átomo; sólo se ha logrado determinarla experimentalmente por métodos indirectos.

La masa del nucleido H-1 (que es el más liviano) es aproximadamente $1{,}66 \times 10^{-24}$ g (que en forma decimal es 0,00000000000000000000000166 g), y la masa del nucleido U-238 (el más pesado de los naturales) es $3{,}95 \times 10^{-22}$ g. Es evidente que las masas de los átomos medidas en gramos son muy pequeñas, por eso es necesario disponer de una unidad apropiada para medir la masa de los átomos.

*Supongamos que una persona **X** pesa 50 kg y otra persona **Y**, 100 kg; **Y** pesa el doble que **X**. Si tomamos el peso de **X** como unidad de referencia, podemos decir que el peso de **Y** es 2 veces el peso de **X**.*
*Si establecemos una escala de pesos definiendo 1 unidad de peso (upe) = peso de **X**, resulta que: 1 upe = 50 kg.*
*Si una persona **W**, pesa 75 kg, su peso podemos expresarlo de dos maneras distintas, según la unidad que utilicemos:*
75 kg, o 1,5 upe.

En general, la unidad utilizada depende de lo que estemos midiendo. Por ejemplo, el peso de una persona lo medimos en kilogramos, la carga de un camión en toneladas (1Tn = 1000 kg) y la masa del componente químico de un medicamento en miligramos (1 mg = 0,001 g). A nadie se le ocurriría expresar el peso de una persona en gramos ni la masa de esta hoja de papel en kilogramos.

Los químicos del siglo XIX pensaron en establecer una escala para las masas atómicas. La idea consistía en tomar la masa de un determinado átomo como unidad de referencia y expresar la masa de cada uno de los demás, con relación a esa unidad tomada como patrón. El primer paso consistió en elegir la unidad de referencia.

La unidad de masa atómica

En un principio fue el propio Dalton quien sugirió tomar como patrón de referencia la masa de un átomo de hidrógeno, por ser el más liviano de los átomos. De esta forma, las masas atómicas de los restantes elementos comparadas con la del hidrógeno, resultaban mayores que 1. No obstante por razones prácticas, el hidrógeno fue reemplazado por el oxígeno en primera instancia y finalmente por el carbono como patrón de referencia.

A partir de 1961, la IUPAC propuso una unidad de masa atómica tomando como unidad de referencia la doceava parte de la masa del nucleido más abundante del elemento carbono: el ^{12}C. Esta unidad, se denomina unidad de masa atómica y se simboliza mediante la letra **u**.

La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del nucleido C-12 (^{12}C)

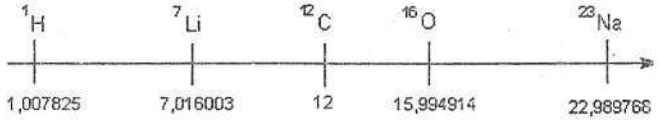
UNIDAD DE MASA ATÓMICA

$$1\ u = \frac{\text{masa del nucleido } ^{12}C}{12} \qquad (4)$$

Las masas de los nucleidos expresadas en unidades de masa atómica se pueden medir con mucha precisión utilizando métodos experimentales complejos (espectrometría de masas). Por este método pueden determinarse masas atómicas (en u) con más de 6 cifras decimales.

Comparando las masas de los átomos de cada uno de los demás elementos con la unidad de masa atómica, obtenemos una escala de masas atómicas expresadas en u. Por ejemplo, en esta escala, la masa de un átomo de ^{1}H es prácticamente 1 u (aunque no exactamente).

En la escala siguiente se muestran las masas expresadas en u de algunos nucleidos.



Es interesante remarcar que al nucleido C-12 se le asigna una masa de exactamente 12 u (por definición). En los otros ejemplos, puede apreciarse que para el H-1 y el Li-7, la masa atómica expresada en u es ligeramente superior al número másico, mientras que para el O-16 y el Na-23 es ligeramente inferior al número másico (A). **El número másico coincide con el número entero más próximo a la masa del nucleido, expresada en u.**

Para tener una idea de la dimensión de la unidad de masa atómica, veamos a cuantos gramos equivale 1 u. Para ello, despejando de la ecuación (4) tenemos que:

$$\text{masa del nucleido } ^{12}C = 12\ u$$

La masa del nucleido ^{12}C medida en gramos fue obtenida experimentalmente por métodos indirectos y es $1{,}9926 \times 10^{-23}$g. Por lo tanto, la masa de un átomo de C-12, puede ser expresada en dos unidades distintas:

$$\text{masa de un átomo de C-12} = 1{,}9926 \times 10^{-23}\ g = 12\ u$$

A partir de este resultado surge la equivalencia entre estas dos unidades:

$12\ u$ ---------- $1{,}9926 \times 10^{-23}\ g$

$1\ u$ ---------- $x = \dfrac{1{,}9926 \times 10^{-23}\ g \times 1\ u}{12\ u} = 1{,}6605 \times 10^{-24}\ g$

El valor de la u expresado en gramos es:

$$1\ u = 1{,}6605 \times 10^{-24}\ g \quad (5)$$

Esta expresión nos permite convertir en gramos una masa medida en u, y nos da una idea de lo pequeña que es la masa de un átomo.

Por ejemplo, sabiendo que la masa de un átomo de ^{23}Na es aproximadamente 23 u, para calcular su masa expresada en gramos planteamos:

$1\ u$ ---------- $1{,}6605 \times 10^{-24}\ g$
$23\ u$ ---------- $x = 3{,}82 \times 10^{-23}\ g$

Es decir, la masa de un átomo de ^{23}Na es aproximadamente $3{,}82 \times 10^{-23}$ g.

La masa atómica promedio

Si bien la masa atómica de un nucleido expresada en unidades de masa atómica (u) es prácticamente un número entero, la mayoría de las masas atómicas de los elementos, que figuran en tablas, son números con decimales.

Esto se debe a que en realidad estos valores corresponden a la masa promedio de todos los isótopos naturales que constituyen cada elemento. Es decir, se trata de un promedio ponderado que tiene en cuenta las masas y las proporciones de cada uno de los isótopos que componen un elemento, como veremos a continuación.

Si se tiene una bolsa que contiene 100 bolitas: 60 amarillas de 5 g cada una, 30 rojas de 6 g y 10 blancas de 8 g, la masa promedio ($\overline{masa}$) de las bolitas contenidas en la bolsa se calcula según:

PROMEDIOS PONDERADOS

$$\overline{masa} = \frac{60 \times 5\ g + 30 \times 6\ g + 10 \times 8\ g}{100} = 5{,}60\ g$$

Este resultado significa que podemos asignarle a cada bolita una masa promedio de 5,60 g, aunque ninguna de ellas individualmente tenga esa masa.

Si ahora tenemos una bolsa con millones de bolitas en la misma proporción: 60% de amarillas; 30% de rojas y 10% de blancas, la masa promedio es la misma. Dado que no se conoce el número de total de bolitas sino sus porcentajes, se puede calcular la masa promedio ($\overline{m}$) mediante la fórmula:

$$\overline{m} = \frac{\%_1 \cdot m_1 + \%_2 \cdot m_2 + \%_3 \cdot m_3}{100}$$

donde m_1, m_2, m_3 son las masas individuales de cada tipo de bolita y $\%_1$, $\%_2$, $\%_3$, sus respectivos porcentajes.

Podemos calcular la masa atómica promedio de un elemento que se halla en la naturaleza como una mezcla de varios isótopos, utilizando los promedios ponderados. Por ejemplo, el neón se encuentra en la naturaleza bajo la forma de tres isótopos en las siguientes proporciones:

$$^{20}_{10}\text{Ne}: 90{,}9\%;\ ^{21}_{10}\text{Ne}: 0{,}30\%;\ ^{22}_{10}\text{Ne}: 8{,}80\%$$

La masa atómica promedio del neón, expresada en u, usando la formula anterior, y aproximando la masa de cada nucleido al número másico, es:

$$\overline{m}\,(\text{Ne}) = \frac{90{,}9 \times 20\ \text{u} + 0{,}30 \times 21\ \text{u} + 8{,}80 \times 22\ \text{u}}{100} = 20{,}18\ \text{u}$$

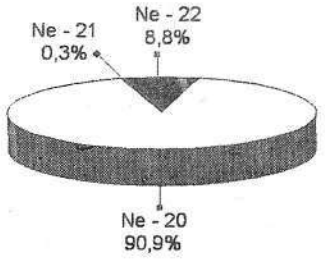
Observemos que este número está próximo a 20 u que es la masa aproximada del isótopo más abundante del neón; 20,18 es el número que figura en la Tabla Periódica como masa atómica del elemento neón.

Generalizando el resultado obtenido, la masa atómica promedio expresada en u de cualquier elemento E constituido por una mezcla de n nucleidos isótopos entre sí, puede calcularse mediante la fórmula:

$$\overline{m}\,(E) = \frac{\%_1 \cdot m_1 + \%_2 \cdot m_2 + \cdots + \%_n \cdot m_n}{100}\ \text{u}$$

donde $m_1, m_2, ..., m_n$ son las masas de los nucleidos y $\%_1, \%_2, ..., \%_n$, sus respectivos porcentajes.

En la Tabla Periódica figura como masa atómica de cada elemento, un número que en realidad corresponde a la masa atómica promedio de los isótopos naturales del mismo. Por ejemplo, cuando decimos que la masa atómica del neón es 20,18 u, nos estamos refiriendo al valor promedio, ya que hay átomos de neón de masas de aproximadamente 20 u, 21 u, ó 22 u, pero ninguno de 20,18 u.



Abundancia relativa de los isótopos del neón.

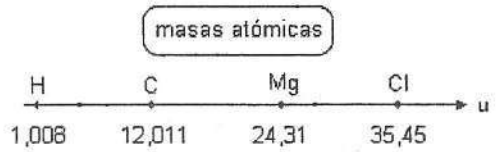
MASA ATÓMICA

La masa atómica es la masa promedio de los isótopos naturales de un elemento expresada en unidades de masa atómica (u)

En la Tabla Periódica figura, por simplicidad, la masa atómica de cada elemento como un número sin unidades*, pero corresponde expresarlas en u.

Por ejemplo, para el carbono figura como masa atómica el número 12,011, que significa que la masa promedio de los isótopos naturales del carbono es 12,011 u.

En la escala siguiente se muestran las masas atómicas aproximadas de algunos elementos.



** Nota: otros autores denominan masa atómica relativa a lo que nosotros llamamos masa atómica.*

Si se conoce la masa atómica de un elemento expresada en u, es posible expresarla en gramos utilizando su equivalencia de la ecuación (5):

$$1\ u = 1{,}6605 \times 10^{-24}\ g$$

Para calcular la masa promedio de un átomo de carbono expresada en gramos planteamos:

$$1\ u \text{ ---------- } 1{,}6605 \times 10^{-24}\ g$$
$$12{,}011\ u \text{ ---------- } x = 1{,}9944 \times 10^{-23}\ g$$

Así como la masa atómica de un elemento es la masa promedio de sus átomos, la masa molecular de una sustancia molecular es la masa promedio de sus moléculas, expresada en u.

MASA MOLECULAR *Es la masa promedio de las moléculas de una sustancia expresada en unidades de masa atómica (u)*

Nota: Para los cálculos utilizaremos el valor redondeado de las masas atómicas que figuran en la Tabla Periódica.

Para determinar la masa molecular de una sustancia debemos conocer su fórmula y las masas de los átomos que componen la molécula. Por ejemplo, las moléculas de agua (H_2O) están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Como la masa atómica del hidrógeno es aproximadamente 1 u y la del oxígeno aproximadamente 16 u, la masa molecular del agua es aproximadamente:

$$m\ (H_2O) = 2 \times 1\ u + 1 \times 16\ u = \mathbf{18\ u}$$

Es decir, la masa molecular de una sustancia se obtiene sumando las masas de sus átomos, tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Si queremos expresarla en gramos utilizamos la equivalencia de la ecuación (5):

$$1\ u \text{ ---------- } 1{,}6605 \times 10^{-24}\ g$$
$$18\ u \text{ ---------- } x = 2{,}99 \times 10^{-23}\ g$$

La masa de una molécula de agua expresada en gramos es aproximadamente $2{,}99 \times 10^{-23}$ g.

7_EL CONCEPTO DE MOL

La cantidad de sustancia

En el lenguaje corriente usamos la palabra **cantidad** de distintas maneras, ya que la asociamos tanto a masas como a volúmenes o a número de objetos. En química, la palabra cantidad tiene un significado más preciso, que vamos a explicar a continuación.

Supongamos que compramos un kilo de pomelos y un kilo de mandarinas. Es evidente que la bolsa que contiene las mandarinas, que son más pequeñas, contiene mayor cantidad de frutas que la que contiene los pomelos. En este caso, aunque las dos bolsas pesan lo mismo difieren en la cantidad de objetos que contienen.

Del mismo modo, cuando tenemos dos muestras de igual masa de sustancias químicas distintas, pueden diferir en el número de partículas que contienen. Por ejemplo, en un kg de aluminio

hay más átomos que en un kg de plomo, porque los átomos de este último son más pesados.

En Química, cuando se habla de cantidades iguales de dos sustancias, significa **igual número de partículas** y no iguales masas, ni volúmenes.

Surge entonces la necesidad de definir una nueva magnitud relacionada con el número de partículas que contiene una porción determinada de sustancia. Esta magnitud fundamental para establecer comparaciones en Química, se denomina **cantidad de sustancia**.

Cantidad de sustancia es la magnitud que mide el número de partículas presentes en una determinada porción de sustancia

CANTIDAD DE SUSTANCIA

Una vez definida la magnitud cantidad de materia debemos establecer una unidad para medirla, del mismo modo que lo hacemos con el volumen (m^3) o la masa (kg). En Química, es necesario disponer de una unidad para contar el número de partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) presentes en una determinada cantidad de sustancia. Habitualmente, para contar objetos se utilizan unidades especiales. Por ejemplo, las flores se venden por docena, que es una unidad de 12 artículos y las hojas de papel por resma, unidad que comprende 500 hojas.

Como las partículas constitutivas de las sustancias son pequeñísimas, en cualquier muestra macroscópica existe un gran número de ellas. Por ejemplo, en una gota de agua hay aproximadamente $1{,}70 \times 10^{21}$ moléculas. De allí surge la necesidad de disponer de una unidad de cantidad de sustancia que contenga un número suficientemente grande de partículas.

La unidad de cantidad de sustancia recibe el nombre de **mol** y corresponde a un número determinado de partículas.

En 1971, la Organización Internacional de Pesas y Medidas resolvió designar al mol como unidad básica del Sistema Internacional (S.I.) para la magnitud cantidad de sustancia, definiendo:

Mol es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales, que el número de átomos que hay en exactamente 12 g del nucleido carbono-12

MOL

Estas unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, agrupaciones de iones, electrones, etc. Esto significa que el número de partículas que hay en un mol es el mismo que el número de átomos que hay en 12 g (0,012 kg) del nucleido ^{12}C.

Es importante señalar que el mol es la unidad que usan los químicos para contar partículas y no es una unidad de masa.

La constante de Avogadro

De acuerdo con la definición de mol, la cantidad de unidades elementales que hay en un mol es igual al número de átomos que hay en 12 g de Carbono-12. Este número ha sido determinado por varios métodos experimentales, y con los conceptos ya definidos podemos calcularlo:

La masa del nucleido ^{12}C es 12 u y 1 u es $1{,}6605 \times 10^{-24}$ g, por lo tanto:

$$12 \text{ u} = 12 \times 1{,}6605 \times 10^{-24} \text{g} = 1{,}9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

La constante de Avogadro se denomina así en homenaje al físico italiano Amedeo Avogadro.

Un ser humano tiene aproximadamente 25 billones(25×10^{12}) de glóbulos rojos en su cuerpo. Si estimamos la población mundial de nuestro planeta en unos 6 mil millones (6×10^{9}) de habitantes, el número total de glóbulos rojos de todos los habitantes de la tierra será:
$25 \times 10^{12} \times 6 \times 10^{9} = 1,5 \times 10^{23}$
Este número enorme es apenas la cuarta parte del número de Avogadro.

par	2
docena	12
millón	1×10^{6}
mol	$6,02 \times 10^{23}$

Si extendiéramos el concepto de mol a otro tipo de objetos, obtendríamos resultados asombrosos dado que el mol es una unidad demasiado grande para medir objetos macroscópicos. Por ejemplo, un mol de granos de arena sería suficiente para cubrir toda la superficie de la Tierra con una capa de arena de 60 cm de altura. Una pila de papel constituida por un mol de hojas, se extendería en más de un millón de veces la distancia de la Tierra al Sol. Por estas razones, el mol se utiliza como unidad para contar partículas microscópicas y no para objetos macroscópicos.

Es decir, la masa de un átomo de ^{12}C es $1,9926 \cdot 10^{-23}$ g. Por lo tanto:

$1,9926 \cdot 10^{-23}$ g de ^{12}C ---------- 1 átomo de ^{12}C

12 g de ^{12}C ---------- $x = 6,02 \times 10^{23}$ átomos de ^{12}C

Esto significa que en 12 g de ^{12}C hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos. Según la definición, un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementales.

Este número inmenso es una constante universal que recibe el nombre de constante de Avogadro y se simboliza N_A. Como es el número de unidades elementales que hay en un mol, su unidad es $1/mol = mol^{-1}$. Es decir:

$$N_A = 6,02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$$

Si pensamos que en sólo 12 g de carbono hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos, se justifica la utilización de una unidad especial como el mol para indicar un número tan grande de partículas.

El número de Avogadro tiene suma importancia dado que nos permite relacionar el número de partículas submicroscópicas, como por ejemplo los átomos, con la masa de una muestra macroscópica de cualquier sustancia.

De la misma manera que la palabra **par** la asociamos al número 2, **docena** al 12, o **millón** al 1000000, el **mol** indica $6,02 \times 10^{23}$. Éstas son todas unidades utilizadas para contar un número particular de objetos. Tanto el par como la docena, el millón y el mol, son unidades determinadas de cantidad de cosas. No es lo mismo un par de medias que un par de zapatos, o un millón de pesos que un millón de personas. Del mismo modo tampoco es lo mismo un mol de átomos de cloro que un mol de moléculas de agua.

Por esta razón, es necesario especificar a qué objetos nos estamos refiriendo. Por ejemplo:

- un par de medias, significa dos medias.
- una docena de alfajores, es lo mismo que 12 alfajores.
- un mol de átomos de oro, significa $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oro.
- un mol de moléculas de agua, son $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

Cuando se utiliza el término mol deben especificarse las unidades elementales. Por ejemplo, debemos decir un mol de átomos de cloro, o un mol de moléculas de cloro, y no simplemente un mol de cloro, puesto que esta frase es imprecisa ya que no indica el tipo de partículas. Si las partículas en cuestión son iones, es necesario especificar el tipo de ion. Por ejemplo: un mol de iones sodio (Na^+), ó un mol de iones hidróxido (HO^-).

Si nos referimos a un compuesto iónico, debemos describir las unidades elementales del compuesto, mediante su fórmula mínima. Por ejemplo en el caso del cloruro de sodio, lo correcto es hablar de un mol de unidades elementales de NaCl. Además, como una unidad de NaCl, está constituida por un ion sodio y un ion cloruro, en un mol de NaCl, hay un mol de iones Na^+ y un mol de iones Cl^-.

En un mol de cualquier sustancia hay $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementales, cualesquiera sean éstas. Por ejemplo, en 1 mol de átomos de cloro hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos, en un mol de moléculas

de cloro hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas, en un mol de iones sodio, hay $6,02 \times 10^{23}$ iones, y en un mol de electrones hay $6,02 \times 10^{23}$ electrones.

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementales

8_LA MASA MOLAR

La masa molar de un elemento

La masa de un mol de partículas depende del tipo de partículas y de la sustancia. Ya hemos dicho que debemos especificar la clase de partículas, como átomos, moléculas, iones, electrones, ó protones. Por ejemplo, ¿cuál es la masa de un mol de átomos de carbono?:

Como el carbono esta formado por varios isótopos, en un mol de átomos de carbono hay una mezcla de ellos en la misma proporción en que se encuentran en la naturaleza. Por lo tanto, debemos considerar la masa atómica promedio como representativa de la masa de los átomos del carbono, es decir, su masa atómica que es 12,011 u. Podemos plantear:

1 átomo de carbono ---------- 12,011 u

$6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono ---------- $x = 12,011 \times 6,02 \times 10^{23}$ u

$x = 7,2306 \times 10^{24}$ u

Esta es la masa de un mol de átomos de carbono expresada en u. Para expresarla en gramos, recurrimos a la equivalencia

1 u ---------- $1,6605 \times 10^{-24}$ g.

$7,2306 \times 10^{24}$ u ---------- $\dfrac{7,2306 \times 10^{24}\,\text{u} \times 1,6605 \times 10^{-24}\,\text{g}}{1\,\text{u}} = 12,011\,\text{g}$

Es decir, la masa de un mol de átomos de carbono es 12,011 g, que coincide con el valor de su masa atómica expresada en u, tal como figura en la Tabla Periódica. Esto mismo ocurre con todos los elementos. Así:

- La masa de un mol de átomos de neón cuya masa atómica es 20,18 u es 20,18 g.

- La masa de un mol de átomos de cloro cuya masa atómica es 35,45 u es 35,45 g.

En la Figura 2.4 mostramos dos escalas comparativas, con sus unidades correspondientes. En la primera de ellas se representan las masas atómicas de algunos elementos expresadas en u, mientras que en la segunda se indica la masa de un mol de átomos en gramos, de los mismos elementos. Los valores numéricos de ambas escalas coinciden.

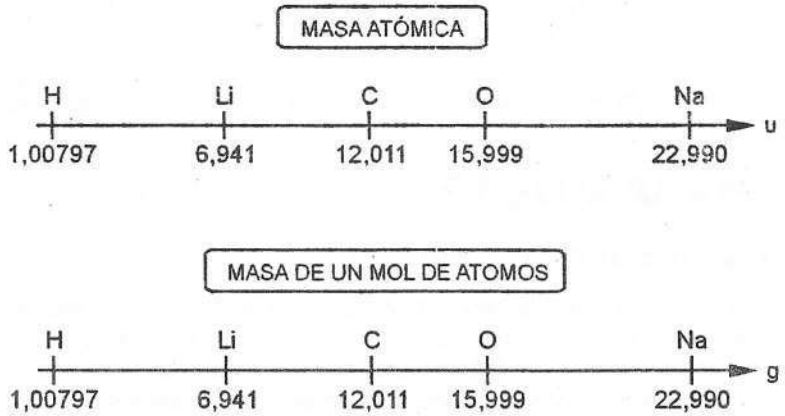


Figura 2.4: Escalas comparativas de masas atómicas y molares de algunos elementos.

La masa de un mol de átomos de un elemento se denomina Masa molar del elemento. Se simboliza con la letra M y su unidad es g/mol = g x mol^{-1}.

MASA MOLAR DE UN ELEMENTO

Es la masa expresada en gramos, de un mol de átomos del elemento. Se obtiene expresando en gramos el valor numérico de su masa atómica.

Por ejemplo, la masa molar del elemento azufre, cuya masa atómica es 32,07 u, es 32,07 g/mol y escribimos:

$$M\,(S) = 32{,}07\ g/mol$$

Esto nos indica que la masa de un mol de átomos de azufre es 32,07 g, es decir 6,02 x 10^{23} átomos de azufre tienen, en promedio, una masa de 32,07 g.

La masa molar de una sustancia

Llamamos **masa molar de una sustancia** a la masa expresada en gramos, de un mol de moléculas o de unidades fórmula de la sustancia. También se simboliza con la letra M y su unidad es g/mol.

Para una sustancia compuesta como el agua, cuyas moléculas están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en un mol de moléculas de agua hay dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno. Como la masa de un mol de átomos de hidrógeno es 1 g y la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16 g, la masa de un mol de moléculas de agua (H_2O) se calcula según:

$$2 \times 1\ g + 16\ g = 18\ g$$

Las sustancias iónicas se representan por su unidad fórmula. Por ejemplo, la unidad fórmula del $CaCl_2$ está constituida por un ion calcio y dos iones cloruro. Por lo tanto, en un mol de unidades fórmula de $CaCl_2$ hay un mol de iones calcio y dos moles de iones cloruro. Entonces, la masa de un mol de unidades fórmula de $CaCl_2$ es:

$$1 \times 40\ g + 2 \times 35{,}5\ g = 111\ g$$

La masa molar de una sustancia se obtiene sumando las masas atómicas de sus átomos expresadas en gramos, tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Por ejemplo, utilizando por simplicidad los valores redondeados de las masas atómicas que figuran en la tabla periódica, las masas molares de las sustancias moleculares oxígeno (O_2) y benceno (C_6H_6) son:

$M(O_2) = 2 \times M(O) = 2 \times 16\ g/mol = 32\ g/mol$

$M(C_6H_6) = 6 \times M(C) + 6 \times M(H) = 6 \times 12\ g/mol + 6 \times 1\ g/mol = 78\ g/mol$

La masa molares de la sustancia iónica nitrato de potasio (KNO_3) es:

$M(KNO_3) = 1 \times M(K) + 1 \times M(N) + 3 \times M(O)$

$= 1 \times 39\ g/mol + 1 \times 14\ g/mol + 3 \times 16\ g/mol = 101\ g/mol$

MASA MOLAR DE UNA SUSTANCIA

Es la masa, expresada en gramos, de un mol de unidades elementales de la sustancia.

Las unidades elementales son moléculas para sustancias moleculares o unidades fórmula para compuestos iónicos. En la tabla siguiente se muestran algunos ejemplos, expresando las masas molares con valores redondeados a una cifra decimal.

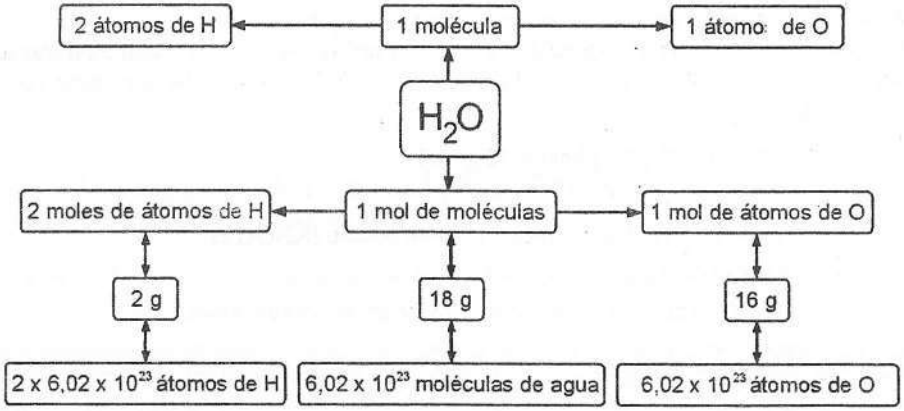
sustancia	fórmula	moles de átomos	masa molar
oxígeno	O_2	2 moles de átomos de oxígeno	32,0 g/mol
ozono	O_3	3 moles de átomos de oxígeno	48,0 g/mol
agua	H_2O	2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O	18,0 g/mol
amoníaco	NH_3	1 mol de átomos de N y 3 moles de átomos de H	17,0 g/mol
metano	CH_4	1 mol de átomos de C y 4 moles de átomos de H	16,0 g/mol
cloruro de sodio	NaCl	1 mol de iones sodio y 1 mol de iones cloruro*	58, 5 g/mol

**Nota: La masa de los iones sodio y cloruro es prácticamente igual a la de sus átomos.*

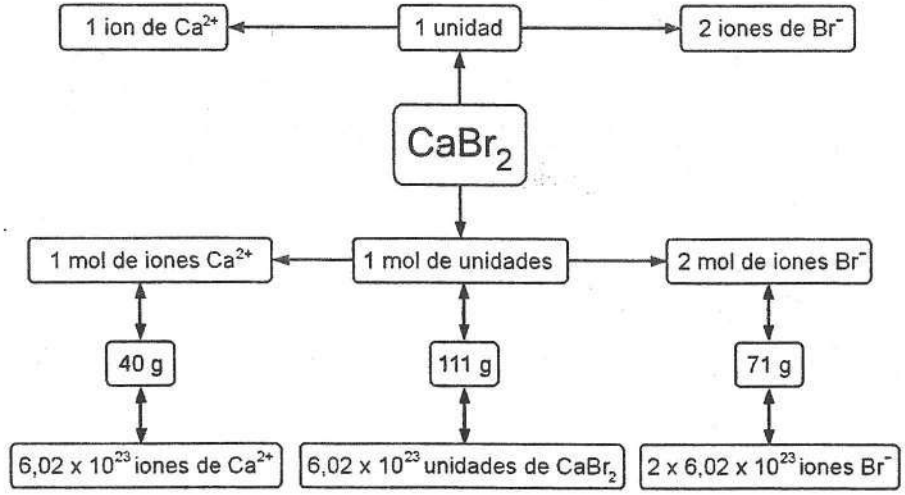
RESUMIENDO

La fórmula molecular de una sustancia representa la composición atómica de una molécula. Por ejemplo, la fórmula de la sustancia oxígeno (O_2) representa una molécula de oxígeno formada por dos átomos de oxígeno. En un mol de moléculas de oxígeno hay dos moles de átomos de oxígeno, es decir, 2 x 6,02 x 10^{23} átomos.

A manera de resumen, en la siguiente figura se muestra lo expuesto anteriormente, para la sustancia compuesta agua (H_2O).



En las sustancias iónicas, la fórmula empírica representa una unidad elemental. Por ejemplo, la fórmula $CaBr_2$ significa una unidad de bromuro de calcio formada por un ion Ca^{2+} y dos iones Br^-. En un mol de unidades de bromuro de calcio hay un mol de iones Ca^{2+} y dos moles de iones Br^-.



EJEMPLOS DE CÁLCULOS

En los siguientes ejemplos calcularemos:

- **La cantidad en moles,** que hay en cierta masa de una sustancia, conocida su masa molar (ejemplo 2.1).
- **La masa de una sustancia** conocido, la cantidad (ejemplo 2.2).
- **El número de partículas** que hay en cualquier masa de una sustancia (ejemplo 2.3).
- **Las masas en gramos** de un átomo o de una molécula (ejemplo 2.4).

Ejemplo 2.1

Calcular cuántos moles de moléculas hay en 100 g de agua.
Teniendo en cuenta que la masa molar del agua es 18 g, planteamos:

18 g de agua ---------- 1 mol de moléculas de agua

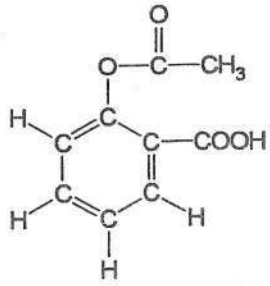
$$100\text{ g de agua} \text{ ---------- } x = \frac{100\text{ g} \times 1\text{ mol}}{18\text{ g}} = 5{,}56\text{ moles de moléculas}$$

Ejemplo 2.2

Calcular la masa correspondiente a 2,50 moles de moléculas de aspirina.
Debemos determinar previamente la masa molar de la aspirina. La fórmula molecular obtenida a partir de la fórmula desarrollada es: $C_9H_8O_4$. Por lo tanto, $M = 9 \times 12 + 8 \times 1 + 4 \times 16 = 180$ g.
Planteamos:

1 mol de moléculas de aspirina ---------- 180 g

$$2{,}50\text{ moles de moléculas de asp.} \text{ ---------- } x = \frac{2{,}50\text{ mol} \times 180\text{ g}}{1\text{ mol}} = 450\text{ g}$$



aspirina

Ejemplo 2.3

Una persona bebe 180 mL de agua a 4°C. ¿Cuántas moléculas de agua bebió?
Como la densidad del agua a esta temperatura es igual a 1 g/mL, bebió 180 g de agua. Dado que la masa de un mol de moléculas de agua es 18 g, los 180 g equivalen a 10 moles de agua.
Planteamos:

18 g de agua ---------- 6.02×10^{23} moléculas

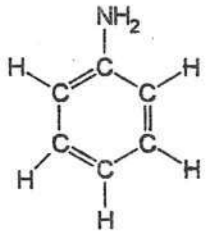
$$180\text{ g de agua} \text{ ---------- } x = \frac{180\text{ g} \times 6{,}02 \times 10^{23}\text{ molec.}}{18\text{ g}} = 6{,}02 \times 10^{24}\text{ molec.}$$

Ejemplo 2.4

¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de nitrógeno?
La masa atómica del nitrógeno es 14 u, por lo tanto, la masa de 1 mol de átomos de nitrógeno ($6{,}02 \times 10^{23}$ átomos) es 14 g.

$6{,}02 \times 10^{23}$ átomos de N ---------- 14 g

$$1\text{ átomo de N} \text{ ---------- } x = \frac{1\text{ átomo} \times 14\text{ g}}{6{,}02 \times 10^{23}\text{ átomos}} = 2{,}33 \times 10^{-23}\text{ g}$$



anilina

Ejemplo 2.5

La anilina se emplea en la elaboración de colorantes, medicamentos, barnices y perfumes. Se dispone de una muestra de 250 g de anilina. Calcular:

a) La cantida de anilina, expresada en moles de moléculas.
b) el número de moléculas de anilina
c) el número total de átomos
d) la masa en gramos de una molécula de anilina

De acuerdo con la fórmula molecular (C_6H_7N), la masa molar de la anilina es:

$$M = 6 \times 12 \text{ g/mol} + 7 \times 1 \text{ g/mol} + 1 \times 14 \text{ g/mol} = 93 \text{ g/mol}$$

Planteamos:

a) 93 g de anilina ---------- 1 mol

250 g de anilina ---------- x = 250/93 moles = 2,69 moles

b) Dado que la masa de un mol de moléculas ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas de anilina) es 93 g, resulta:

93 g -------- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas

$$250\text{ g} \text{ --------- } x = \frac{250\text{ g} \times 6,02 \times 10^{23}}{93\text{ g}} \text{ moléculas} = 1,62 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

c) Cada molécula de anilina está formada por 6 átomos de C, 7 de H y 1 de N, es decir, un total de 6 + 7 + 1 = 14 átomos. Por consiguiente:

1 molécula de anilina ---------- 14 átomos

$1,62 \times 10^{24}$ moléculas ---------- x = $1,62 \times 10^{24} \times 14$ átomos = $2,27 \times 10^{25}$ átomos

d) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas ---------- 93 g

$$1\text{ molécula} \text{ ---------- } x = \frac{1 \times 93\text{ g}}{6,02 \times 10^{23}} = 1,544 \times 10^{-22}\text{ g}$$

EJERCICIOS

Nota: *los datos necesarios para resolver estos ejercicios pueden obtenerse en la Tabla Periódica*

1_ Escribir la fórmula de sustancias compuestas formadas por moléculas diatómicas y triatómicas.

2_ Representar mediante esquemas de partículas:

a) un sistema que corresponda a una sustancia simple diatómica.
b) un sistema que corresponda a una sustancia simple triatómica.
c) un sistema que corresponda a una sustancia compuesta diatómica.
d) un sistema que corresponda a una sustancia compuesta triatómica.

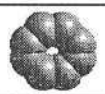
3_ Una molécula de alcohol etílico está formada por dos átomos de carbono, seis de hidrógeno y uno de oxígeno. Escribir la fórmula molecular y la empírica.

4_ La fórmula mínima de una molécula octoatómica es CH_3. Escribir su fórmula molecular.

5_ Dadas las siguientes afirmaciones, indicar si son verdaderas o falsas.

a) No existe ninguna sustancia compuesta molecular cuyas moléculas sean diatómicas.
b) Si dos sustancias simples distintas están constituidas por moléculas formadas por átomos del mismo elemento, éstas difieren en su atomicidad.
c) Una molécula de agua (H_2O) está formada por un átomo de oxígeno y una molécula de hidrógeno.

6_ Completar el siguiente cuadro:

sustancia		elementos constitutivos	n° y clase de átomos	tipo de sustancia	atomicidad	modelo molecular
nombre	F.M.					
neón					monoatómica	
cloro			2 de cloro			
bromo	Br_2					
monóxido de carbono			1 de C y 1 de O			
azufre		azufre	8 de azufre			
metano			1 de C y 4 de H			
agua						

7_ Completar el siguiente cuadro:

SUSTANCIA	Fórmula molecular	Fórmula mínima o empírica	mínima relación
hidrazina	N_2H_4		
amoníaco	NH_3		
glucosa	$C_6H_{12}O_6$		
cloruro de bario	----------	$BaCl_2$	1/2

8_ Completar el siguiente cuadro:

ÁTOMO	Z	N°p	N°e	N°n	A
Carbono				8	
^{60}Co					
Cloro					35
			20	20	
Ne				10	
		12			24

9_ Dados los siguientes nucleidos:

$^{35}_{17}Cl$ $^{40}_{20}X$ $^{16}_{8}O$ ^{18}O

^{12}C $^{37}_{17}Y$ $^{14}_{6}E$ $^{40}_{20}Ca$

a) Determinar el número de protones, neutrones y electrones de cada uno.

b) Indicar aquellos que son isótopos entre sí.

10_ El elemento cloro existe en la naturaleza en forma de dos isótopos. El ^{35}Cl se halla en un porcentaje de 75,4%. El otro isótopo tiene 20 neutrones en su núcleo. Calcular la masa atómica del cloro (aproximar las masas de cada nucleido a los números másicos correspondientes).

11_ El elemento E (Z = 29), está formado por la mezcla de dos isótopos. Uno de ellos, cuya abundancia porcentual es 73%, tiene 34 neutrones en su núcleo. Determinar el número de neutrones del otro isótopo.
Dato: masa atómica (E) = 63,54 u

12_ Determinar la composición isotópica del elemento X, sabiendo que existe en la naturaleza en forma de dos isótopos. Uno de ellos tiene 31 neutrones en su núcleo y el otro es el nucleido $^{60}_{27}X$.
Dato: masa atómica (X) = 58,92 u

13_ Sabiendo que la suma del número de protones que hay en los cinco núcleos atómicos presentes en la molécula de ECl_4 es 74, determinar el número de neutrones que hay en el nucleido ^{12}E.

14_ Calcular la masa molecular de las siguientes sustancias:
CH_4 NH_3 H_2SO_4 $C_{12}H_{22}O_{11}$(sacarosa)

15_ Expresar la masa de un gramo en unidades de masa atómica (u).

16_ Dadas las fórmulas moleculares de las siguientes sustancias:

$$H_2O \ ; \ CO_2 \ ; \ H_2SO_4 \ ; \ C_2H_4 \ ; \ C_6H_{12}O_6$$

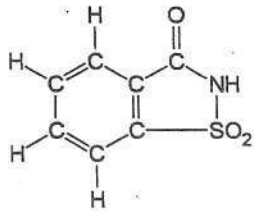
a) indicar el número de átomos de cada elemento que constituye una molécula de cada sustancia.
b) indicar cuántos moles de átomos de cada elemento hay en un mol de moléculas de cada compuesto.
c) determinar la atomicidad de cada una de las moléculas.
d) escribir la fórmula empírica de cada sustancia.

17_ Indicar qué significa que la masa atómica del bromo es 79,909 u y que su masa molecular es 159,818 u.

18_ Sabiendo que la masa molar de la sustancia simple Cl_2, es 71,0 g/mol, calcular:
a) la masa de un átomo de cloro medida en gramos.
b) la masa de un átomo de cloro medida en u.

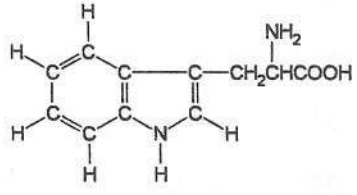
19_ La masa de una molécula de una sustancia de fórmula X_3 es $7{,}98 \times 10^{-23}$ g. Calcular:
a) la masa de un mol de átomos de X.
b) la masa atómica de X.

20_ Indicar la masa molar de cada una de las siguientes sustancias:
a) ácido nítrico (HNO_3)
b) hidróxido de sodio (NaOH)
c) ácido sulfúrico (H_2SO_4)
d) sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
e) aspirina ($C_9H_8O_4$)
f) sacarina
h) ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$)



sacarina

21_ El triptofano es un aminoácido esencial para el organismo y, además, debido a su sabor dulce, es usado como edulcorante artificial. Para una muestra de 100 mg de triptofano, calcular:
a) moles de moléculas.
b) número de moléculas.
c) porcentaje de nitrógeno.



triptofano

22_ Dada la siguiente afirmación: "En un mol de moléculas de agua H_2O (l) hay el mismo número de moléculas que en un mol de moléculas de metano CH_4 (g)", indicar cuál de las siguientes respuestas es la correcta.

a) no, porque el CH_4 es un gas y el H_2O no.
b) no, porque ambas sustancias no están en iguales condiciones de presión y temperatura.
c) sí, es cierta la afirmación.
d) no, porque la molécula de H_2O es triatómica y la de CH_4 es pentaatómica.
e) ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

23_ Dada una muestra de SO_2 (g), podemos afirmar que:

a) contiene igual número de átomos de azufre y de oxígeno.
b) contiene prácticamente iguales masas de azufre y de oxígeno.
c) la masa de oxígeno es el doble que la de azufre.
d) es necesario conocer la masa de la muestra de SO_2 para comparar las masas de azufre y de oxígeno que contiene.
e) ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

24_ Se dispone de 0,250 kg de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Calcular:

a) la cantidad de sacarosa, en moles.
b) el número de moléculas de sacarosa.
c) el número de átomos de oxígeno contenidos en esa cantidad de sacarosa.

25_ La masa de una molécula de una sustancia de fórmula X_2, es $4,22 \times 10^{-22}$ g. Calcular la masa, expresada en gramos, de un mol de átomos de la misma.

26 _ Una muestra de amoníaco NH_3 (g) contiene $9,03 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno. Calcular para dicha muestra:

a) la masa en gramos de amoníaco.
b) los moles de átomos de nitrógeno.
c) el número total de átomos.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

5_ a) F b) V c) F

10_ 35,5 u

11_ 36

12_ $\%_1 = 54\%$ y $\%_2 = 46\%$

13_ 6

15_ 1 g = $6,02 \times 10^{23}$ u

18_ a) $5{,}897 \times 10^{-23}$ g b) 35,5 u

19_ a) 16,0 g b) 16,0 u

21_ a) $4{,}90 \times 10^{-4}$ b) $2{,}95 \times 10^{20}$ c) 13,7%

22_ c)

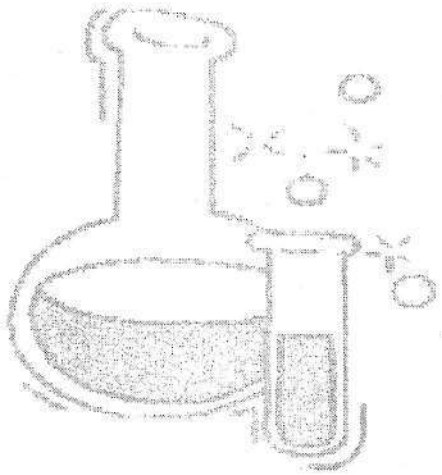
23_ b)

24_ a) 0,731 b) $4{,}40 \times 10^{23}$ c) $4{,}84 \times 10^{24}$

25_ 127 g

26_ a) 8,50 g b) 0,50 c) $1{,}204 \times 10^{24}$

3 ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ATÓMOS



1. **INTRODUCCIÓN**
   Breve reseña histórica
2. **LA NATURALEZA DE LA LUZ**
3. **EL MODELO DE BOHR PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO**
   Los espectros
   Postulados de Bohr
4. **EL MODELO ACTUAL**
   La mecánica cuántica
   El concepto de orbital
   Los orbitales y los números cuánticos
5. **LOS ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS**
   Atracciones y repulsiones
   Configuraciones electrónicas
   Configuración electrónica externa

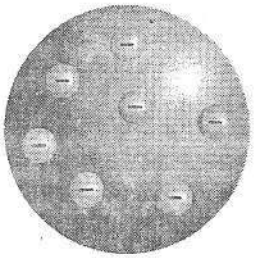
1_INTRODUCCIÓN

En este capítulo nos ocuparemos de los distintos modelos que permitieron establecer la distribución de los electrones alrededor del núcleo atómico.

Breve reseña histórica

Hacia fines del siglo XIX la física clásica, basada en la mecánica de Newton y en la teoría electromagnética de Maxwell, estaba sólidamente afianzada ya que explicaba satisfactoriamente los fenómenos físicos conocidos. Sin embargo, en esa época y especialmente durante las tres primeras décadas del siglo XX, se produjeron hechos tan trascendentes e imprevisibles en el mundo científico, que conmovieron los cimientos de la física clásica. En efecto, experiencias tales como la electrólisis, la conducción eléctrica en gases a baja presión, la radiactividad y los fenómenos espectroquímicos, constituyeron descubrimientos asombrosos. Los fenómenos se sucedían a un ritmo realmente vertiginoso.

Con el correr del tiempo, los científicos de la época se fueron dando cuenta de que el átomo no era una partícula tan simple como la imaginada por Dalton. En noviembre de 1895, al estudiar las propiedades de los rayos catódicos, **Wilhelm K. Roentgen** observó que al incidir un haz de electrones sobre las paredes de vidrio del tubo que utilizaba, se producía una radiación desconocida: los **rayos X**.



El modelo de Thompson

Al año siguiente, **Henri Becquerel** descubrió que las sales de uranio emitían espontáneamente ciertas radiaciones. Posteriormente, **Marie Sklodowska Curie** logró aislar el polonio y el radio que al igual que el uranio emitían radiaciones. Este fenómeno fue bautizado como **radiactividad**.

En diciembre del año 1900, **Max Planck** afirmó que para explicar los fenómenos relacionados con la emisión y la absorción de energía radiante por la materia, era necesario admitir que la energía debía ser emitida o absorbida en forma de minúsculos paquetes, que denominó **cuantos**.

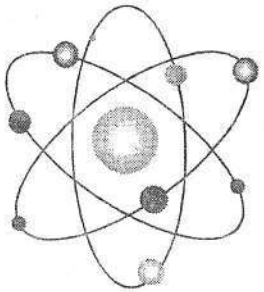


Imagen del átomo planetario (sin escala)

En 1904, **J.J. Thomson** propuso el primer modelo atómico, imaginando al átomo como una esfera maciza cargada positivamente, en la cual se hallaban incrustados los electrones. Los colegas de Thomson lo llamaron el modelo del "budín de pasas", donde los electrones incrustados en la masa positiva representaban las pasas. Experiencias posteriores hicieron que este modelo fuera desechado.

Un año después **Albert Einstein**, aplicando las ideas de Planck, logró explicar el fenómeno de la emisión de electrones producida por ciertas superficies metálicas irradiadas con luz visible o ultravioleta conocido como **efecto fotoeléctrico**.

En 1911 **Ernest Rutherford** revolucionó la física atómica, cuando, al hacer incidir un haz de partículas alfa sobre una delgada lámina de oro, descubrió que los átomos no eran compactos sino que en su mayor parte estaban vacíos. Entonces, propuso un modelo considerando al átomo como un sistema planetario en miniatura, con una diminuta región central cargada posi-

tivamente (núcleo) a cuyo alrededor giraban los electrones. Así nació el "modelo planetario". Si bien este modelo descansaba en sólidas bases experimentales, entraba en flagrante contradicción con algunos conceptos fundamentales de la física clásica.

En 1913, el danés **Niels Bohr**, aplicando las ideas de Planck y Einstein, propuso una interpretación para el modelo atómico planetario. Para ello, supuso que los electrones seguían determinadas trayectorias circulares alrededor del núcleo, en las que no emitían ni absorbían energía. Lamentablemente, con el correr de los años se fue haciendo claro que el modelo de Bohr no lograba explicar algunas cuestiones atómicas conocidas.

Posteriormente, **L. de Broglie** y **W. Heisenberg** demostraron que debía abandonarse la idea que el electrón giraba en órbitas bien definidas, para concluir que se mueve al azar en una región del espacio alrededor del núcleo.

En 1926, el físico austríaco **Erwin Schrödinger** consigue describir matemáticamente el movimiento aleatorio del electrón. Nace así una nueva teoría para interpretar los fenómenos atómicos: la **mecánica cuántica**. Esta teoría constituye el modelo más actualizado acerca de la estructura del átomo.

2_LA NATURALEZA DE LA LUZ

En el capítulo anterior hemos estudiado la composición del núcleo atómico. Ahora nos ocuparemos del comportamiento de los electrones alrededor del núcleo. Para ello, es conveniente analizar los hechos relacionados con la naturaleza de la luz ya que toda radiación luminosa está íntimamente ligada al movimiento de los electrones en el interior del átomo.

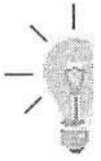
En general, los sistemas materiales intercambian energía con el medio que los rodea. Esto podemos comprobarlo cuando calentamos un cuerpo por encima de los 500°C. En estas condiciones, se pone de manifiesto la propiedad de los cuerpos de emitir energía en forma de radiación **(energía radiante)**.

Así por ejemplo, si calentamos un trozo de metal, éste comienza a emitir una radiación que al principio percibimos en forma de calor. A medida que la temperatura aumenta, la radiación se torna visible, de color rojo, pasa luego por el naranja y alcanza un color blanco brillante (por encima de los 1500°C).

Diariamente estamos en contacto con las radiaciones. Por ejemplo, cuando tomamos sol, miramos televisión, sintonizamos un aparato de radio o nos sacan una radiografía. Existe una amplia gama de radiaciones, de la cual sólo una pequeña parte es percibida por nuestros ojos. Estas radiaciones visibles son las que conocemos comúnmente como **luz**.

Al propagarse por distintos medios materiales o al interactuar con la materia en los procesos de emisión o absorción, la luz produce diversos fenómenos de características peculiares. Por ejemplo, la luz se refleja en superficies pulidas y se propaga atravesando medios trasparentes como el aire, el vidrio o el agua. Estos fenómenos dieron origen a varias teorías que intentaron explicar las propiedades de la luz.

En 1678, Christian Huyggens, físico holandés, propone la teoría ondulatoria de la luz, considerando que es un fenómeno que se propaga en forma de ondas. Esta teoría interpretaba



La lamparita eléctrica consiste en una ampolla de vidrio que contiene un filamento de tungsteno y una mezcla de los gases nitrógeno y argón, para disminuir la vaporización del filamento que se produce a temperaturas elevadas. Al circular corriente eléctrica a través del filamento conductor, se eleva su temperatura hasta que se pone ***incandescente*** *(3000°C) y emite una radiación luminosa visible blanca.*

LA TEORÍA ONDULATORIA

correctamente todos los fenómenos luminosos conocidos en la época.

Posteriormente, en 1864, James C. Maxwell propuso que la luz se propagaba en forma de ondas electromagnéticas. Para comprender la teoría ondulatoria, estudiaremos en qué consiste el movimiento ondulatorio. Existen fenómenos en los cuales una partícula en movimiento en un medio material, transmite su energía a las partículas que la rodean, confiriéndoles el movimiento. El fenómeno por el cual se propagan las vibraciones en un medio, constituye un movimiento ondulatorio y es representado mediante una onda.

Para aclarar este concepto, imaginemos que lanzamos una piedra sobre la superficie de un lago. A partir del punto en que cae la piedra, se forma una serie de ondulaciones concéntricas que se propagan por toda la superficie, constituyendo un movimiento ondulatorio. La perturbación producida en ese punto, es transmitida a toda la zona mediante la transferencia de energía, pero sin transporte de materia. Esto podemos verificarlo colocando un objeto que flote sobre el agua; veríamos que éste oscila verticalmente pero sin desplazarse.

Los procesos ondulatorios tienen dos propiedades fundamentales:

- Se producen con transporte de energía.
- No transportan materia.

En el apéndice de este capítulo se explican las características de las ondas y se definen sus parámetros:
λ: longitud de onda
v: frecuencia

De acuerdo con la teoría ondulatoria, ***la luz es una perturbación que se propaga en forma de onda, por medio de la cual se transmite energía.***

La luz puede propagarse a través de cualquier medio material transparente (aire, agua, vidrio) e incluso en el vacío.

La velocidad de propagación de la luz está dada por la velocidad de la onda y varía según el medio en que se propaga. La velocidad de la luz en el vacío (c) es una constante universal y su valor, es:

$$c = 2{,}998 \times 10^8 \text{ m/s}$$

Tomaremos este valor también para la velocidad de la luz en el aire ya que la diferencia con la velocidad de propagación en el vacío es muy pequeña.

Para las ondas luminosas, la velocidad de propagación es $v_p = c$ y sabiendo que $c = \lambda \times \nu$, la frecuencia de la radiación luminosa es:

$$\nu = c/\lambda$$

EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

La naturaleza electromagnética de las ondas luminosas puede generalizarse a todos los tipos de radiaciones conocidas, que componen un amplio espectro que va desde las ondas de radio hasta los rayos gamma.

El conjunto de las radiaciones constituye el denominado **espectro electromagnético**, que se muestra en la Figura 3.1. Dentro de este espectro hay varios tipos de radiaciones que tienen nombres característicos. En particular, la luz comprende un estrecho rango de longitudes de onda, denominado espectro visible, que corresponde a las radiaciones que pueden ser detectadas por el ojo humano.

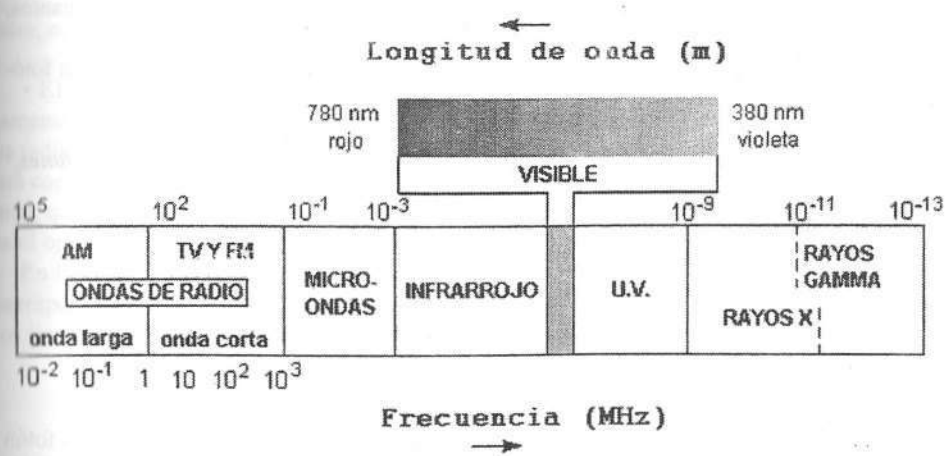


Figura 3.1: El espectro electromagnético, ordenado según los valores crecientes de las frecuencias. Los límites marcados entre las distintas radiaciones no son precisos, en particular, entre los rayos X y los rayos gamma.

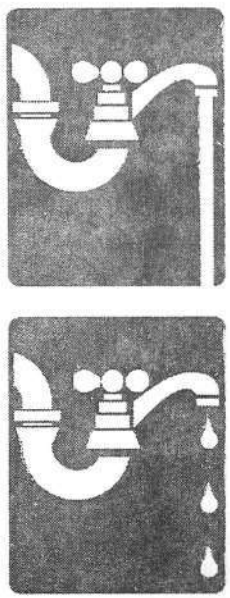
LOS CUANTOS

A pesar de sus logros, la teoría electromagnética clásica no fue suficiente para explicar el fenómeno de la radiación emitida por ciertos cuerpos incandescentes. Todos los intentos de los científicos de fines del siglo XIX, habían fracasado. Así permaneció la situación, hasta que en 1900, **Max Planck** encontró la manera de resolver el problema.

Desde el punto de vista de la física clásica, se pensaba que la energía radiante era emitida por la materia en forma de flujo continuo. Para explicar la emisión de la radiación térmica, Planck postuló:

La energía radiante es emitida o absorbida por la materia de manera discontinua en pequeñas porciones o paquetes de energía.

A estos paquetes de energía, Planck los denominó **cuantos**. Para comprender mejor esta idea, imaginemos que la energía no es emitida en forma continua como sale el chorro de agua de una canilla, sino en forma intermitente como ocurre cuando la canilla gotea. Cada gota representa un cuanto. Así como la materia es de naturaleza discontinua, ya que está constituida por átomos, la radiación también lo es, al ser emitida en forma de cuantos. Siguiendo esta línea de pensamiento, se dice que **la energía está cuantizada**.



Teniendo en cuenta que la energía de la radiación aumenta con su frecuencia, Planck propuso que la energía de un cuanto (E) es directamente proporcional a su frecuencia:

$$E = h \nu$$

donde h es la constante de Planck (cuyo valor es $h = 6.63 \times 10^{-34}$ J x s), y ν es la frecuencia de la radiación.

De acuerdo con esta teoría, la energía sólo puede emitirse en un número entero de cuantos, es decir, en múltiplos de hν , como por ejemplo: hν , 2hν ó 5hν .

Albert Einstein aplicó esta idea para explicar el efecto fotoeléctrico. Propuso la teoría fotónica de la luz basada en dos postulados:

- ***La luz está constituida por pequeñísimas partículas elementales denominadas fotones, que se propagan a la velocidad de la luz.***
- ***La energía de cada fotón (E_F) es la misma que la de un cuanto:***

$$E_F = h\ \nu$$

Donde ν es la frecuencia de la onda asociada al fotón.
Además, como $\nu = c / \lambda$, resulta:

$$E_F = hc/\lambda$$

De esta forma, Einstein puso de manifiesto la naturaleza dual de la luz, asociando al fotón (característica de partícula), una frecuencia (característica ondulatoria).

La explicación de ciertos fenómenos como los correspondientes a la óptica física, relacionados con la propagación de la luz en distintos medios, pone en evidencia su comportamiento ondulatorio. Sin embargo, otros fenómenos como la interacción de la luz con la materia, se explican por la existencia de los fotones luminosos.

NATURALEZA DUAL DE LA LUZ

Entonces, cabe preguntarse: ¿La luz es onda o partícula? Lo que sucede en realidad, es que no contamos con un modelo único satisfactorio para explicar todos los fenómenos de la radiación. Las cosas son lo que son y la luz es lo que es.

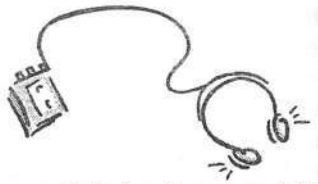
Para entender la naturaleza de la luz es necesario conciliar el carácter dual de las radiaciones, como ondas y partículas en forma simultánea. Debemos pensar que los comportamientos ondulatorios y corpuscular, constituyen dos aspectos de una misma realidad, que se manifiesta de distinta forma según el fenómeno que se produce.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

LAS RADIACIONES

Como podemos observar en el espectro electromagnético (Figura 3.1), cada tipo de radiación abarca un intervalo de longitudes de onda cuyos límites no están bien definidos.

• **Las ondas de radio** son las de mayor longitud de onda y por lo tanto de menor frecuencia. Comprenden la zona de longitudes de onda que va entre los 60 km y los 0,30 m. Son empleadas en transmisiones de radio y televisión. Según sus frecuencias se las clasifica en: **amplitud modulada** (AM) con frecuencias entre 500 a 1600 KHz y **frecuencia modulada** (FM) cuyas frecuencias oscilan entre 80 y 120 MHz.



• **La radiación infrarroja** comprende la banda que se halla antes del extremo rojo del espectro visible, abarcando longitudes de onda entre 780 nm y 10^6 nm, aproximadamente. La radiación infrarroja, es invisible al ojo humano pero puede percibirse en forma de

calor, como ocurre con las estufas y calentadores eléctricos.

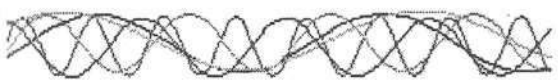
• **El espectro visible** abarca la región comprendida aproximadamente entre 380 nm y 780 nm, que corresponde al conjunto de las radiaciones que podemos ver y conocemos como luz. Esta zona está constituida por una serie de bandas de diferentes longitudes de onda, que pueden distinguirse por la percepción de color que registra el ojo humano.

En la Tabla se muestran las longitudes de onda en el vacío que corresponden a las distintas gamas de cada color de la luz visible. Los límites son aproximados.

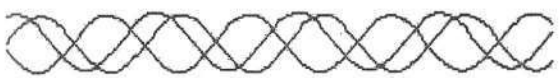
Color	longitudes de onda (nm)
rojo	780 - 625
naranja	625 - 597
amarillo	597 - 575
verde	575 - 495
azul	495 - 450
índigo	450 - 435
violeta	435 - 380

La radiación solar está compuesta por 50% de infrarroja, 47% de visible y 3% de ultravioleta.

La luz blanca, que proviene del sol o de una lámpara incandescente, está constituida por una superposición de ondas de distintas longitudes de onda correspondientes a todos los colores del espectro visible. Es decir, es una luz policromática, donde cada color tiene una longitud de onda diferente:



La luz monocromática está compuesta por ondas de una única longitud de onda:



La luz coherente es aquella cuyas ondas tienen la misma amplitud y longitud de onda y viajan en fase. Es decir, sus máximos y mínimos coinciden:

• **La radiación ultravioleta** (UV) se sitúa aproximadamente en la zona entre los 380 y 10 nm, que sigue al extremo del violeta. A su vez, se subdivide en tres bandas características:

UV-A o cercanos (380 - 320 nm)
UV-B o medios (320 - 280 nm)
UV-C o lejanos (280 - 10 nm)

Las radiaciones de las franjas UV-B y especialmente UV-C, que son las más energéticas, son capaces de provocar serios daños en la piel y provocar alteraciones en animales y vegetales.

Es sabido que estos rayos ultravioletas provenientes del sol son capaces de producir irritaciones en los ojos, envejecimiento prematuro y serias quemaduras en la piel. Incluso con el transcurso del tiempo pueden causar algunas formas de cáncer cutáneo. Pueden causar mutaciones en animales y plantas a tal punto que la llegada a la tierra de toda la radiación UV proveniente del sol, haría muy difícil la vida en nuestro planeta. Por suerte para el hombre, existe el escudo protector de la **"capa de ozono"**.

El ozono (O_3) es un gas que forma parte de la atmósfera en pequeñas proporciones, constituyendo la denominada capa de ozono. Se produce en la estratósfera (entre unos 20 y 40 km de altura) por la acción de los rayos U.V. provenientes del sol. Estas radiaciones aportan la energía suficiente para producir una serie de reacciones químicas.

En una primera etapa se produce la disociación de las moléculas de oxígeno en átomos libres. El oxígeno atómico producido reacciona a su vez con otra molécula de oxígeno para formar el ozono.

Esta capa de ozono atmosférico tiene una capacidad notable: absorbe la mayor parte de la fracción UV-B y UV-C, convirtiéndose en una especie de sombrilla gigante que protege a los organismos vivientes de los daños que producen tales radiaciones. ¡No la destruyamos! La radiación UV-A, que logra pasar, está dotada de suficiente energía para producir el bronceado de la piel e incluso quemarla. Si la exposición al sol es prolongada, pueden producirse daños mayores en la piel.

Las radiaciones ultravioletas presentan diversas aplicaciones como la fabricación de ciertas lámparas, utilizadas en algunos

lugares nocturnos (luz negra) o para la detección de billetes falsos. También es utilizada para producir los fenómenos de fluorescencia y fosforescencia.

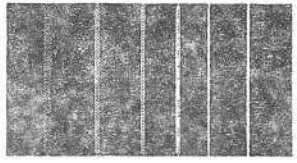
• **Los rayos X** son las radiaciones del espectro, con longitudes de onda que van desde unos 10 nm hasta 10 pm. Son muy penetrantes, por lo que tienen múltiples aplicaciones como en las radiografías.

• **Los rayos gamma** son radiaciones electromagnéticas de gran energía generadas por procesos de emisión nuclear. Comprenden las radiaciones que están dentro del intervalo de longitudes de onda entre 100 a 0,001 pm. Son muy penetrantes y capaces de ionizar la materia. Se utilizan, por ejemplo, para detectar fallas de materiales, para esterilización de materiales y para destrucción de células cancerosas (cobaltoterapia).

• **Los rayos cósmicos** provienen del espacio interestelar y corresponden a la interacción de protones con elevada energía cinética con moléculas de la atmósfera, originando una radiación compuesta por diversas partículas como muones, neutrones, electrones y fotones que llegan a la superficie terrestre en forma de "chaparrones" de partículas. Son de alta energía, muy peligrosos y corresponden a longitudes de onda menores que 0,001 pm.

3_EL MODELO DE BOHR PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

El estudio de los espectros atómicos fue una herramienta fundamental para el desarrollo de los modelos que intentaron explicar la distribución de los electrones alrededor del núcleo atómico.



espectro de líneas

Los espectros

Cuando un estrecho haz de luz blanca se hace incidir sobre un medio transparente como un prisma de vidrio, emerge descompuesto en sus colores constitutivos. Si a la salida del haz se coloca una pantalla, puede observarse en ella una gama continua de colores que va desde el rojo en un extremo hasta el violeta en el otro, como puede verse en la Figura 3.2.

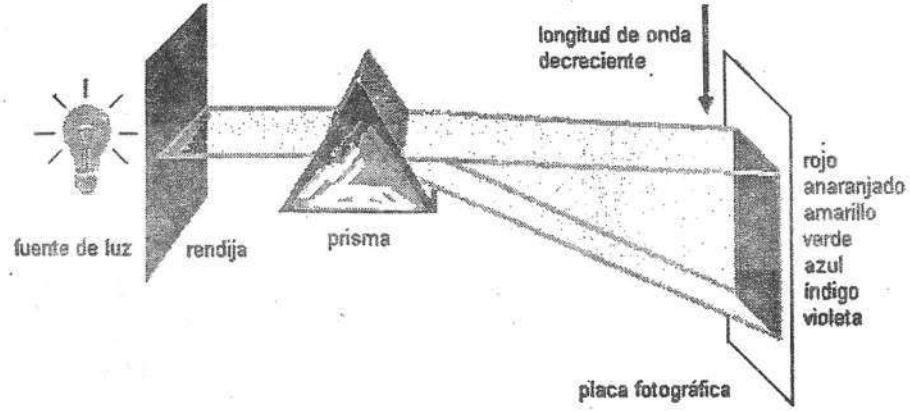


Figura 3.2: Espectro de emisión continuo

El proceso de descomposición de un haz luminoso en sus colores constitutivos se denomina **dispersión** y el conjunto de esos colores observados en la pantalla recibe el nombre de **espectro**. Este fenómeno se presenta en la naturaleza cuando se produce el arco iris, que es la dispersión que sufre la luz solar al atravesar zonas pobladas de pequeñas gotas de agua, suspendidas en la atmósfera.

Los espectros que se obtienen por la dispersión de la luz emitida por las sustancias, se denominan **espectros de emisión**. Pueden usarse para identificar a la sustancia emisora, de la misma

manera que una persona puede ser identificada por sus huellas digitales.

Los espectros producidos por átomos en estado gaseoso, están constituidos por líneas separadas entre sí y se denominan **espectros de líneas**. Son de particular interés, dado que suministran la mayor información acerca de la estructura del átomo. Por ejemplo, el espectro del átomo de hidrógeno presenta varias líneas en distintas regiones del espectro electromagnético, cuatro de las cuales están situadas en la zona visible.

Postulados de Bohr

Para establecer la estructura del átomo, en particular el movimiento de los electrones alrededor del núcleo, fue necesario crear un modelo coherente con los hechos experimentales. El modelo planetario de Rutherford, tan atractivo por su simpleza, se derrumbaba por su contradicción con la teoría electromagnética. Además, esta teoría resultó insuficiente para explicar los espectros de emisión atómica.

Corría el año 1913, cuando Niels Bohr imaginó la manera de conciliar el modelo planetario con el hecho indiscutible que el átomo existe y es razonablemente estable. Así fue que encontró la clave:

"Es necesario admitir que el electrón en su movimiento no emite energía", decía una y otra vez.

- ¡Pero contradice la teoría electromagnética!, le replicaban sus colegas.
- Sí, respondía Bohr.
- Entonces el electrón en su movimiento debe someterse a ella.
- ¡No! "El átomo pese a todo, existe y es estable", repetía continuamente Bohr como única respuesta.

Entonces Niels Bohr lanzó su idea más audaz: **"En el mundo atómico no rigen las leyes de la física clásica"**.

Combinando las ideas cuánticas de Planck y Einstein con leyes de la física clásica, propuso su nuevo y revolucionario modelo que explicó las líneas observadas en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno.

Si bien este modelo ha sido superado por la teoría cuántica, lo estudiaremos como una transición para comprender esta teoría más compleja. El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno, se basa en los dos postulados siguientes:

El electrón sólo puede moverse en algunas órbitas circulares (órbitas permitidas) en las cuales no emite ni absorbe energía. .

Del análisis de este postulado surge que el electrón no puede circular por cualquier lugar del espacio que rodea al núcleo, sino describiendo algunas órbitas especiales en las cuales **su energía es constante**. Del mismo modo que en una escalera sólo podemos estar parados en algún peldaño, el electrón sólo puede estar en las órbitas permitidas y no en los espacios intermedios entre ellas.

Niels Bohr

Hijo de un profesor de fisiología de la Universidad de Copenhague, el danés Niels Bohr nació el 7 de octubre de 1885. Se doctoró en 1911 y estudió con J.J. Thomson. En 1913 llegó al laboratorio de Rutherford, donde publicó su teoría acerca de la estructura del átomo, mediante la cual predijo el color y tipo de luz que producirían diversos materiales. En 1922, se le otorgó el premio Nobel de Física. Falleció en Copenhague en 1962.

POSTULADO 1

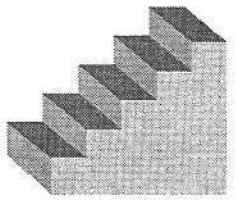


Figura 3.3: Diagrama de energía del electrón en el átomo de hidrógeno

Cada órbita permitida, está caracterizada por un número natural n = 1; 2; 3; ... denominado número cuántico principal.

Bohr determinó el radio (r_n) de cada una de esas órbitas, observando que aumenta con n. La primera órbita (n=1) es la de menor radio y por lo tanto la que está más cerca del núcleo.

Además, demostró que la energía del electrón (E_n) en cada órbita caracterizada por n, es constante y puede calcularse por la fórmula:

$$\boxed{E_n = - K / n^2} \quad (1)$$

Donde K = 2,18 aJ/e (atojoule/electrón) y n el número cuántico principal correspondiente a la órbita. De acuerdo con esta fórmula la energía sólo puede tomar una serie de valores negativos que indican que el electrón está ligado al núcleo.

Estos valores de la energía están representados en la Figura 3.3 y constituyen los llamados niveles de energía del electrón en el átomo de hidrógeno. Reemplazando en (1) n por el número 1, obtenemos $E_1 = - K$ que es el valor de la energía del electrón en la primera órbita. Para n = 2, obtenemos $E_2 = - K/4$; para n = 3, es $E_3 = - K/9$.

A medida que crece el valor de n, aumenta el radio de la órbita y la energía (E_n) toma valores cada vez menos negativos, aproximándose a 0 y la separación entre los niveles de energía es cada vez menor.

El electrón se encuentra normalmente en la primera órbita (n = 1), que corresponde al nivel de menor energía (E_1) y se denomina nivel fundamental. Decimos que el átomo se halla en su **estado fundamental**. Los otros niveles de mayor energía E_2, E_3,..., que corresponden a órbitas superiores (n = 2; 3;...), reciben el nombre de niveles excitados. Estas órbitas pueden ser ocupadas eventualmente por el electrón cuando recibe algún estímulo externo (como por ejemplo luz, o calor) que logra aumentarle su energía. Cuando el átomo se halla en este estado, decimos que está en **estado excitado**.

Para explicar la ubicación de las líneas espectrales observadas en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno, Bohr debió recurrir a un segundo postulado referido a la emisión o absorción de energía:

POSTULADO 2

El electrón sólo gana o pierde energía, cuando "salta" de una órbita permitida a otra, absorbiendo o emitiendo un fotón. La energía del fotón (h ν) es igual a la diferencia entre las energías del electrón en los estados inicial (E_i) y final (E_f):

$$h\nu = E_i - E_f \quad (2)$$

Donde h es la constante de Planck y ν la frecuencia de la onda asociada al fotón, que es propia del salto electrónico.

Cuando el átomo recibe un estímulo externo el electrón absorbe energía, pasando de la primera órbita a una superior. Cuando desaparece el estímulo pierde energía y cae espontáneamente a una órbita más cercana al núcleo, emitiendo un fotón luminoso de energía h ν .

Dado que el electrón pasa de una órbita de mayor energía a una de menor energía, E_i es mayor que E_f. Este proceso es de **emisión** y puede visualizarse en la Figura 3.4.

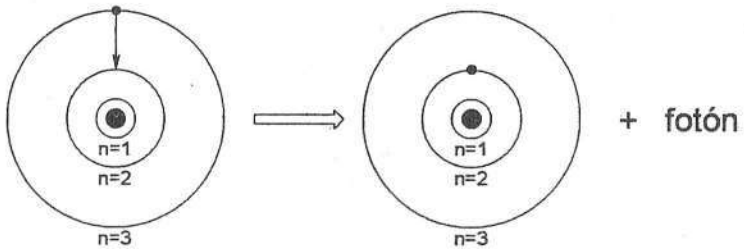


Figura 3.4: Salto de un electrón desde la tercera órbita hasta la segunda, emitiendo un fotón de energía $h\nu = E_3 - E_2$.

Según Bohr, en cada transición electrónica se emite un fotón de longitud de onda determinada, que origina una línea del espectro de emisión del átomo de hidrógeno.

La longitud de onda asociada al fotón emitido, puede determinarse teniendo en cuenta que $\nu = c / \lambda$, y reemplazando en la ecuación (2) resulta: $h\ c / \lambda = E_i - E_f$.

Si despejamos se obtiene:

$$\lambda = h\ c / (E_i - E_f)$$

Mediante esta fórmula, Bohr calculó las longitudes de onda de los fotones emitidos en las transiciones electrónicas, comprobando que coincidían con las obtenidas experimentalmente para el espectro del átomo de hidrógeno. De esta manera, mediante su modelo, pudo explicar satisfactoriamente las líneas que aparecen en dicho espectro.

En el apéndice de este capítulo se explica el espectro del átomo de hidrógeno.

4_EL MODELO ACTUAL

A pesar del éxito inicial del modelo de Bohr, fue insuficiente para explicar nuevos hechos experimentales. Una de las principales objeciones fue que sólo explicaba el espectro de emisión del átomo de hidrógeno y no los de los otros átomos. No obstante, el modelo de Bohr constituyó la base que permitió desarrollar la teoría atómica moderna.

Mediante la teoría fotónica, Einstein puso de manifiesto la naturaleza dual de la luz, asignándole a una partícula como el fotón una longitud de onda asociada a su movimiento. De esta manera establece el comportamiento del fotón como partícula y onda simultáneamente.

En 1924, el francés Louis De Broglie, supuso que este doble comportamiento no era una característica exclusiva de los fotones, sino de cualquier partícula material y enunció:

NATURALEZA ONDULATORIA DE LA MATERIA

Toda partícula material (en movimiento) posee simultáneamente propiedades ondulatorias.

Estas ondas asociadas a cualquier partícula en movimiento se denominan **ondas de materia**. En realidad, las propiedades ondulatorias de la materia no las observamos en la vida cotidiana,

porque sólo se ponen de manifiesto en partículas subatómicas, como los electrones.

La afirmación de De Broglie fue confirmada experimentalmente en 1927 al observarse que los electrones pueden comportarse realmente como si fueran ondas (fenómeno de difracción).

El movimiento de las macropartículas, como por ejemplo una bola de billar, puede describirse por las leyes de la mecánica clásica de Newton. Pero esto no es así en el mundo atómico. De acuerdo con De Broglie, debemos convenir que los electrones no son partículas en el sentido clásico, como una piedra o una bola de billar.

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Siempre que efectuamos una medición se produce una interacción con el objeto a medir, provocando algún cambio en la magnitud medida. Por ejemplo, cuando medimos la temperatura de un cuerpo, o la presión de un neumático, introducimos un ligero cambio en la observación. El termómetro absorbe calor modificando ligeramente la temperatura del cuerpo y el manómetro requiere el escape de algo de aire, disminuyendo la presión del neumático por el sólo hecho de medirla. Sin embargo, estos cambios son tan pequeños que son despreciables frente a la magnitud medida.

Se puede describir el movimiento de una bola de billar o de un automóvil, determinando al mismo tiempo la posición y la velocidad con una exactitud satisfactoria. ¿Pero qué sucede en el ámbito subatómico, como en el caso de los electrones? No hay un instrumento de medida más pequeño que el electrón y por lo tanto, cualquier medición sobre éste estaría afectada en forma significativa impidiendo su determinación exacta. Sería como si quisiéramos medir la temperatura de una gota de agua con un termómetro. Por pequeño que fuese su bulbo, modificaría la temperatura de la gota.

Si pudiéramos detener por un instante al electrón, podríamos determinar su posición, pero nada sabríamos acerca de su velocidad. Por otra parte, si lográramos medir su velocidad, no podríamos fijar su posición. En resumen, es imposible determinar con exactitud ambas magnitudes al mismo tiempo. Estas ideas rondaban en la cabeza del científico alemán Werner Heisenberg, quien en 1927 enunció el principio de incertidumbre:

Es imposible conocer simultáneamente y con precisión, la posición y la velocidad de una micropartícula.

En otras palabras, cuanto mayor sea la exactitud con que se determina la posición de un electrón, tanto menor será la precisión con la que podrá medirse su velocidad y viceversa. Esto significa que no se puede describir su movimiento, a diferencia de lo que ocurre con la bola de billar.

El principio de incertidumbre impone otra limitación: hay que descartar la idea del movimiento de los electrones en trayectorias definidas con una velocidad determinada, como proponía el modelo de Bohr. Esta idea es reemplazada por el concepto de probabilidad de encontrar el electrón en una región determinada del espacio, alrededor del núcleo atómico.

La mecánica cuántica

Era necesario encontrar un nuevo modelo para describir el comportamiento de una micropartícula como el electrón, que a su vez tuviera en cuenta sus características ondulatorias. Esto llevó al físico austríaco Erwin Schrödinger, en 1926, a plantear una ecuación matemática muy compleja denominada **ecuación de ondas**. Su resolución brinda una información muy valiosa respecto de la probabilidad de encontrar al electrón en una pequeña región del espacio. Así surgió una nueva teoría para explicar los fenómenos que se producen en el mundo atómico: la **mecánica cuántica**. Esta teoría constituye el modelo más actualizado sobre la estructura del átomo.

Aplicaremos los principios de la mecánica cuántica al átomo de hidrógeno por ser el sistema atómico más simple, ya que sólo está formado por un protón y un electrón. La resolución de la ecuación de ondas, aún en este caso, es sumamente compleja. Por ello, sólo comentaremos los resultados que consideramos más importantes para nuestro estudio. Éstos son:

1_ Sobre los números cuánticos

- *Para la resolución de la ecuación de ondas es necesario introducir tres números enteros denominados **números cuánticos**, que se simbolizan con letras, de la siguiente manera:*

n: número cuántico principal
l: número cuántico azimutal
$\mathbf{m_l}$: número cuántico magnético

- *Estos números sólo pueden tomar ciertos valores:*

n puede ser cualquier número natural:
$n = 1, 2, 3, 4, ...$
l puede tomar cualquier valor desde 0 hasta n-1
$l = 0, 1, 2, 3, ..., (n-1)$
$\mathbf{m_l}$ puede variar desde -l hasta +l (incluyendo el 0).
$m_l = 0, \pm1, \pm2, \pm3, ..., \pm l$

- *Los valores que puede tomar l dependen del valor de n y los de m_l a su vez, dependen del de l.*

Además, hay un cuarto número, denominado número cuántico de spin (m_s), que si bien no surge de la resolución de la ecuación de ondas, es indispensable para describir el comportamiento del electrón. El número cuántico de spin sólo puede tomar estos dos valores:
$m_s = ½$ y $- ½$

2_ Sobre la energía

- *Al resolver la ecuación de ondas se obtiene que la energía total del electrón del átomo de hidrógeno sólo puede tomar los siguientes valores:*

$$E_n = - K/n^2$$

Donde n es el número cuántico principal y K una constante que depende de la carga y la masa del electrón. Cabe señalar que Bohr llegó a esta misma expresión mediante suposiciones arbitrarias, mientras que la mecánica cuántica la obtiene naturalmente como resultado de la resolución de la ecuación de ondas. Sin embargo, el aporte de Bohr en cuanto a la absorción o emisión de energía entre niveles, permanece inalterado en la mecánica cuántica.

3_ Sobre los estados cuánticos

- *Cada combinación de los tres números cuánticos n, l, y m_l caracteriza un estado cuántico del electrón en el átomo de hidrógeno.*

Los números cuánticos n y m_l se indican mediante números, mientras que el número cuántico l, se simboliza con letras, según:

valor de l	0	1	2	3	4	5
letra	s	p	d	f	g	h

Esto significa que el valor l = 0 se indica con la letra s; l = 1 con la letra p, l = 2 con la letra d y así sucesivamente.

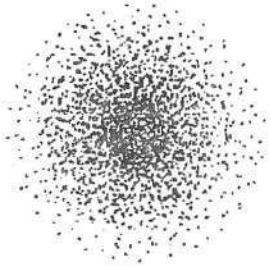
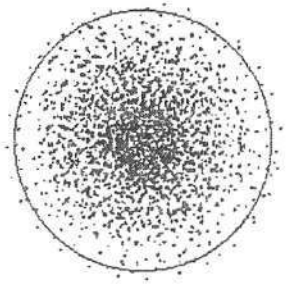


Figura 3.5 : nube electrónica



La nube electrónica encerrada por el orbital 1s

El concepto de orbital

Puesto que la masa del núcleo es mucho mayor que la del electrón, supondremos que el núcleo del átomo de hidrógeno está inmóvil y que el electrón se mueve a su alrededor en forma aleatoria, de manera similar al movimiento de un insecto en torno a una lámpara encendida.

De acuerdo con el principio de incertidumbre no es posible describir la trayectoria del electrón. Debemos conformarnos con determinar la probabilidad de encontrarlo en cualquier región del espacio que rodea al núcleo. Pero esto no es suficiente para nuestra curiosidad, por lo cual intentaremos dar una imagen más concreta del átomo. Supongamos que pudiéramos tomar numerosas fotografías del electrón del átomo de hidrógeno en su estado fundamental. En cada fotografía veríamos un punto que indica la posición del electrón en ese instante. A primera vista observamos que los puntos en todas las placas están distribuidos al azar. Sin embargo, si pudiéramos superponerlas y mirarlas así a trasluz, veríamos que los puntos se encuentran distribuidos con cierta regularidad con zonas más densas que otras, como se muestra en la Figura 3.5. Como cada punto representa la posición del electrón en un instante, al conjunto de todos esos puntos lo denominamos **nube electrónica**.

Las zonas donde hay mayor densidad de puntos corresponden a aquellas donde la probabilidad de encontrar al electrón es grande y las de menor densidad, a las zonas de baja probabilidad. En su conjunto, esta distribución de puntos forma una silueta regular semejante a una nube, con zonas de diferente densidad. Podemos imaginar de manera convencional a esta nube electrónica como la "forma del átomo".

La mecánica cuántica nos dice que el electrón puede encontrarse en cualquier región del espacio que rodea al núcleo, aunque la probabilidad de encontrarlo es distinta en un lugar que

en otro. Con el objeto de darles forma concreta a estas nubes, los químicos idearon el concepto de orbital.

Llamamos orbital a la región del espacio, alrededor del núcleo atómico, en la cual hay una alta probabilidad de encontrar al electrón.

Consideremos que esta probabilidad es del 95%. De esta forma, la mayor parte de la nube electrónica (el 95%), queda encerrada por una superficie de forma geométrica determinada. Debemos tener en cuenta que no se puede tomar el 100% de probabilidad, porque correspondería a todo el espacio y en consecuencia no tendríamos una forma determinada para el orbital.

Cada estado cuántico del electrón, dado por una combinación de los números cuánticos n, l y m_l, es representado por un orbital.

Los orbitales se designan mediante el número n y la letra correspondiente al l, sin tener en cuenta el número m_l. Así por ejemplo, a la combinación n = 1; l = 0 le corresponde el orbital 1s. A la combinación n = 2; l = 1, cualquiera sea el valor de m_l, le corresponde un orbital 2p.

En la Tabla 3.1 mostramos cómo se designan los distintos orbitales, correspondientes a las posibles combinaciones de los números cuánticos.

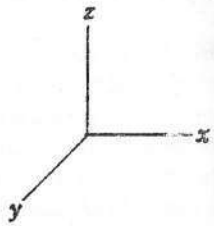
números cuánticos			**orbital**
n	**l**	**m_l**	
1	0	0	1s
2	0	0	2s
2	1	0	2p
2	1	1	2p
2	1	-1	2p
3	0	0	3s
3	1	0	3p
3	1	1	3p
3	1	-1	3p
3	2	0	3d
3	2	1	3d
3	2	-1	3d
3	2	2	3d
3	2	-2	3d

Tabla 3.1: Nombres de los orbitales según las combinaciones de los números cuánticos

En la última columna de la Tabla 3.1, podemos notar que para cada valor de n hay un único orbital de tipo **s**, tres orbitales de tipo **p** y cinco orbitales **d**. La diferencia se debe a los distintos valores que puede tomar m_l en cada caso.

De acuerdo con las ideas precedentes, asumiremos que el electrón del átomo de hidrógeno se encuentra en un orbital atómico de forma definida, en movimiento aleatorio y con energía determinada. Pero, ¿cuál es la forma de los orbitales? ¿son todos iguales? Para responder estas preguntas la mecánica cuántica se basa en la resolución de la ecuación de ondas. Nosotros nos limitaremos a interpretar los resultados.

Comenzaremos por describir la forma que tienen los orbitales del átomo de hidrógeno. Puesto que la nube electrónica ocupa un lugar en el espacio alrededor del núcleo atómico, la forma de los orbitales se representa en el espacio tridimensional. Para ello se utilizan tres ejes de coordenadas, perpendiculares entre sí, denominados x, y, z.



Como hemos visto, hay distintos tipos de orbitales que se designan según el valor del número cuántico l, con las letras **s, p, d, f,...**

Todos los orbitales **s** tienen forma esférica y sólo difieren en su tamaño.

La forma de los orbitales **p** es muy diferente a la de los **s**. Hay tres orbitales de tipo **p**, cada uno de los cuales tiene la forma de dos lóbulos esferoidales enfrentados y separados entre sí. Estos orbitales se diferencian por las distintas orientaciones que tienen en el espacio.

La forma de los orbitales **d** es más complicada de describir. Hay cinco orbitales **d** con formas diferentes. Cuatro de ellos están formados por cuatro lóbulos enfrentados de a pares perpendiculares entre sí, con distintas orientaciones en el espacio. El restante, tiene una forma aún más difícil de explicar y no lo trataremos aquí.

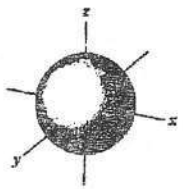
Los orbitales y los números cuánticos

Dado que los números cuánticos n, l y m_l caracterizan completamente un orbital atómico, analizaremos a continuación cada uno de ellos para el átomo de hidrógeno.

a) Número cuántico principal (n)

Recordando que la energía total del electrón del átomo de hidrógeno viene dada por la expresión $E_n = - K/n^2$, observamos que depende únicamente del valor de n. Luego, **en el átomo de hidrógeno, cuando el electrón se halla en orbitales caracterizados por el mismo valor de n, tiene el mismo nivel energético**. Por ejemplo, los electrones de los orbitales 2s y 2p tienen la misma energía. Lo mismo ocurre con los de los 3s, 3p y 3d, como se muestra en la Figura 3.6. Esto es válido sólo para el átomo de hidrógeno, pues, como veremos más adelante, para los átomos con más de un electrón la energía no depende únicamente del valor de n, sino también de l.

Por otra parte, n también está vinculado con la distancia promedio a la cual está el electrón respecto del núcleo. A un mayor valor de n le corresponde un mayor tamaño del orbital. Por ejemplo, el orbital 3s es de mayor tamaño que el 2s y que el 1s; el 3p es de mayor tamaño que el 2p.



orbital s

orbital 1s orbital 2s orbital 3s

En síntesis, decimos:

El número cuántico principal n caracteriza el nivel energético del electrón del átomo de hidrógeno y el tamaño del orbital atómico en que se halla.

b) Número cuántico azimutal (l)

Este número está relacionado con el movimiento del electrón alrededor del núcleo y determina la forma del orbital.

La forma geométrica del orbital está caracterizada por el número cuántico l.

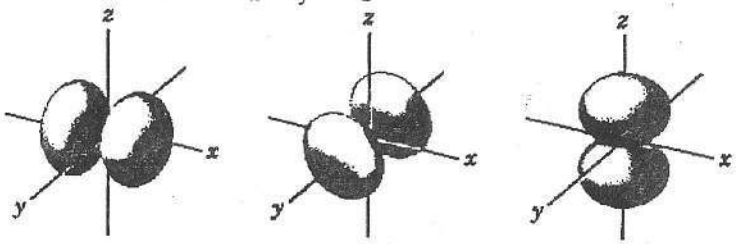
Como hemos visto, los orbitales **s** (l = 0) son todos de forma esférica, los orbitales **p** (l = 1) tienen la forma de dos lóbulos esferoidales, separados entre sí y la forma de los orbitales **d** (l = 2) es más compleja.

c) Número cuántico magnético (m_l)

El número cuántico magnético m_l puede tomar **2l** + 1 valores. En la Tabla 3.1, podemos observar que estos **2l** + 1 valores corresponden a la cantidad de orbitales posibles.

- Para l = 0, (orbitales s) m_l toma un único valor (0), que nos indica que hay un solo orbital de tipo s, cuya orientación en el espacio es única. Como los orbitales s son esféricos, es claro que su forma es independiente de la posición que tengan en el espacio.

- Cuando l vale 1 (orbitales p), m_l tiene tres valores (-1, 0 y 1) que corresponden a tres orbitales p. Estos orbitales tienen la forma descripta, están orientados sobre los tres ejes de coordenadas y se designan: $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$.



$2p_x$ $2p_y$ $2p_z$

orbitales 2p

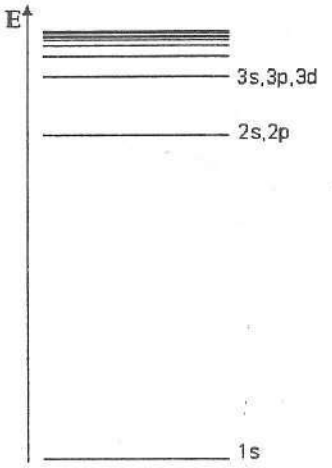
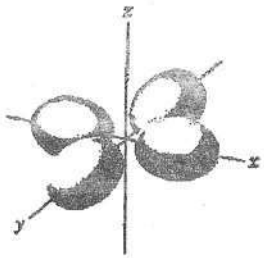


Figura 3.6: Energía del electrón en los orbitales del átomo de hidrógeno



orbital d

- Para l = 2 (orbitales d) n vale 3 y m_l toma 5 valores (-2, -1, 0, 1, 2) que corresponden a los cinco orbitales d. Cuatro de ellos tienen la misma forma y distinta orientación en el espacio, mientras que el quinto tiene otra forma.

En resumen, el número cuántico magnético m_l determina la cantidad de orbitales de cada clase.

Finalmente, concluimos que los tres números cuánticos describen completamente un orbital atómico, a través de la energía, forma y orientación en el espacio.

d) Número cuántico de spin (m_s)

En 1925 Goudsmit y Uhlenbeck atribuyeron la aparición de líneas desdobladas en el espectro del átomo de hidrógeno a una característica intrínseca del electrón. En su momento, supusieron que el electrón debía tener un movimiento de rotación alrededor de su propio eje denominado spin, independiente de su movimiento de traslación. Para describir este supuesto movimiento introdujeron un cuarto número cuántico, denominado **número cuántico de spin (m_s)**.

En 1928, el inglés P. Dirac, apoyado en la mecánica cuántica y la teoría de la relatividad confirmó esta hipótesis, encontrando que el número cuántico de spin sólo puede tomar dos valores: + ½ y - ½.

De todo lo expuesto, concluimos que para caracterizar completamente el movimiento del electrón en el átomo de hidrógeno es necesario conocer los valores de sus cuatros números cuánticos: **n, l, m_l, y m_s**.

5_LOS ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS

Atracciones y repulsiones

La mecánica cuántica ofrece una descripción completa y coherente de los hechos experimentales para sistemas simples monoelectrónicos, como el átomo de hidrógeno. Sin embargo, esto no es así para sistemas más complejos, como los átomos que tienen dos o más electrones **(átomos polielectrónicos)**. En estos átomos, cada electrón se mueve en un campo generado por el núcleo y también por los otros electrones del sistema. Aquí debemos considerar las fuerzas de atracción electrón - núcleo y además las fuerzas de repulsión electrón - electrones. La resolución de la ecuación de ondas para estos sistemas es prácticamente imposible, y sólo se han obtenido soluciones aproximadas.

El modelo satisfactorio más simple para los átomos polielectrónicos es el de Hartree-Fock, conocido como de aproximación orbital, cuyas conclusiones más importantes son:

- *Los electrones individuales, no pueden considerarse como sistemas aislados, ya que interactúan con el núcleo y con los restantes electrones.*

- *El comportamiento de un electrón en el campo del núcleo y de los demás electrones, se describe por su nube electrónica, que es el orbital.*

- *La energía que tiene cada electrón en el orbital se denomina* ***energía orbital*** *(ε).*

- *La nube electrónica total del átomo se considera resultante de la superposición de las nubes de cada electrón.*

- *La energía total del átomo es la resultante de las energías de todos los electrones.*

Según este modelo, el comportamiento de los electrones en los átomos polielectrónicos puede describirse aproximadamente en forma semejante al del átomo de hidrógeno.

Asumiremos que el estado cuántico de cada electrón de un átomo complejo, puede describirse mediante el conjunto de sus cuatro números cuánticos n, l, m_l y m_s, que pueden tomar los mismos valores que en el átomo de hidrógeno.

El análisis de los espectros de emisión atómicos revela que, cuanto más electrones posee un átomo, mayor es el número de líneas que aparecen en su espectro. Es decir, en los átomos polielectrónicos el número de saltos electrónicos debe ser mayor que en el átomo de hidrógeno. Esto sugiere que para los electrones de estos átomos deben existir más niveles de energía permitidos que en el átomo de hidrógeno.

Debido a las interacciones entre los electrones, y la de ellos con el núcleo, resulta que la energía de un electrón en un nivel caracterizado por su número cuántico principal n, depende también de su número cuántico l. Es decir, la energía de los electrones de los átomos polielectrónicos (energía orbital) es función de **n** y de **l**.

Como para cada valor de n hay n valores de l (0, 1, 2,...,n-1), podemos considerar que cada nivel principal (caracterizado por n) se divide en n subniveles caracterizados por n y l. Así, para n = 1, hay un único subnivel correspondiente al orbital 1s, para n = 2, hay dos subniveles que corresponden a los orbitales 2s y 2p y así sucesivamente.

La energía del electrón para un mismo valor de n, aumenta con l.

Por ejemplo, un electrón del orbital 3p (n = 3, l = 1), tiene mayor energía que uno del 3s (n = 3, l = 0).

Cuando un electrón está caracterizado por n y l decimos que está en el nivel n y subnivel l.

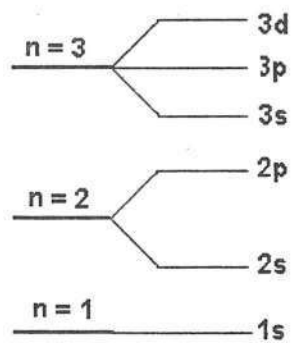
Los electrones que se hallan en orbitales de un mismo subnivel tienen la misma energía. Por ejemplo, los electrones de los tres orbitales 2p, tienen la misma energía. Lo mismo ocurre con los electrones de los cinco orbitales d y con los de los siete orbitales f.

Para definir completamente el estado de un electrón en un átomo es necesario dar sus cuatro números cuánticos:

Número cuántico principal n

- Sólo puede tomar valores enteros positivos: 1, 2, 3, ...
- Está relacionado con el tamaño y la energía del electrón en un orbital.
- Todos los electrones de un átomo con el mismo valor de **n** pertenecen al mismo nivel.

NIVELES Y SUBNIVELES



niveles y subniveles

Número cuántico azimutal l

- Puede tomar solamente los valores entre 0 y n - 1.
- La forma geométrica del orbital está determinada por el número l.
- Todos los electrones de un átomo con el mismo valor de l pertenecen al mismo subnivel.

Número cuántico magnético m_l

- Sólo puede tomar valores enteros entre -l y +l.
- Determina la cantidad de orbitales que hay en un subnivel (2l+1).
- La orientación de los orbitales en un subnivel depende del número m_l.

Número cuántico de spin m_s

- Puede tomar los valores + ½ y - ½

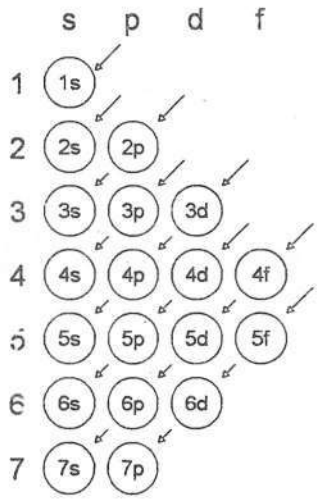


Figura 3.7: Regla de la diagonal

Configuraciones electrónicas

A continuación veremos cómo se distribuyen los electrones en los átomos polielectrónicos.

Llamamos configuración electrónica de un átomo en su estado fundamental a la expresión que indica la ubicación de los electrones en los orbitales.

El estado fundamental del átomo es el de menor energía posible, de modo que cualquier otro estado tendrá mayor energía y decimos que es un estado excitado.

Para establecer la configuración (C.E.) electrónica de un átomo es necesario indicar los cuatro números cuánticos (n, l, m_l y m_s) de cada uno de sus electrones, ubicándolos en los orbitales correspondientes. Para ello, seguiremos el método de construcción ordenada, conocido por la palabra alemana aufbau, que significa construcción o desarrollo.

El procedimiento consiste en ubicar los electrones en un conjunto de orbitales análogos a los del átomo de hidrógeno, de acuerdo con las siguientes reglas:

1) Mínima energía de un átomo

Para escribir la configuración electrónica de un átomo polielectrónico, los orbitales utilizados para describir su **estado fundamental** deben ser tales que la energía del átomo en su conjunto (total) sea mínima.

MÍNIMA ENERGÍA	*En el estado fundamental del átomo, los electrones van ocupando los orbitales disponibles de manera tal que la energía total del átomo sea mínima.*

Según esta regla, la configuración electrónica resultante de cada átomo es la que le da la menor energía y por lo tanto mayor estabilidad.

Mediante el análisis de los espectros atómicos se han confeccionado tablas, donde figuran las configuraciones electrónicas de los átomos de los distintos elementos. No obstante, cuando no se dispone de estas tablas, es posible establecer (aproximadamente) las C.E. mediante una

regla mnemotécnica, basada en resultados experimentales, llamada **regla de la diagonal**. Consiste en ubicar los orbitales de un mismo tipo en columna y en orden creciente del número cuántico n, como se muestra en la Figura 3.7. El orden en que los electrones de un átomo van ocupando los orbitales es el indicado por las flechas diagonales, comenzando desde arriba hacia abajo. Es decir, los orbitales se van ocupando según: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, etc. Esta regla presenta algunas excepciones, como en el caso del cromo (Z = 24), el cobre (Z = 29), la plata (Z = 47) y el oro (Z = 79).

Es importante señalar que esta regla sólo indica el orden en que se van ocupando los orbitales de un átomo polielectrónico, pero no establece el orden de energía orbital creciente.

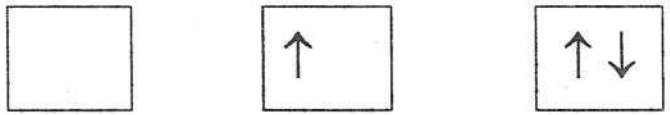
2) Principio de exclusión (Pauli)

En 1925, el físico austríaco Wolfang Pauli, mediante el estudio de los espectros atómicos, estableció un principio que limita el número de electrones que puede admitir cada orbital.

En un átomo, no pueden existir dos electrones con los mismos valores de sus cuatro números cuánticos

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Dado que un orbital está caracterizado por los números cuánticos n, l, y m_l, un electrón allí ubicado tiene estos tres números iguales. En consecuencia, sólo podrá alojarse otro electrón siempre y cuando su número cuántico de spin sea distinto. Es decir, que como máximo un orbital puede contener dos electrones con distintos números cuánticos de spin. Esto puede visualizarse representando cada orbital mediante una caja en la que se ubican los electrones, indicados con flechas que apuntan en distinto sentido.



orbital vacio | orbital semiocupado (un electrón) | orbital ocupado (dos electrones)

El principio de exclusión también nos permite calcular el número máximo de electrones que puede haber en cada tipo de orbital (s, p, d, f, ...). Dado que por cada valor de l, hay 2l + 1 orbitales y cada uno de ellos puede alojar a lo sumo 2 electrones, hay como máximo 2 (2l + 1) electrones, como se muestra en el siguiente cuadro.

Tipo de orbital	Valor de l	N° de orbitales	N° máx. de electrones
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

En la Tabla 3.2 se detallan las combinaciones de los números cuánticos y el número máximo de electrones en los orbitales, para los cuatro primeros niveles. El número total de orbitales correspondiente a cada nivel es igual a n^2, donde n es el número cuántico principal.

n	l	orbital	m_l	m_s	n° de orbitales (2l+1)	n° máximo de electrones 2 (2l + 1)	n° máximo de electrones en el nivel ($2n^2$)
1	0	1s	0	± 1/2	1	2	2
2	0	2s	0	± 1/2	1	2	8
	1	2p	1	± 1/2	3	6	
			0	± 1/2			
			-1	± 1/2			
3	0	3s	0	± 1/2	1	2	18
	1	3p	1	± 1/2	3	6	
			0	± 1/2			
			-1	± 1/2			
	2	3d	2	± 1/2	5	10	
			1	± 1/2			
			0	± 1/2			
			-1	± 1/2			
			-2	± 1/2			
4	0	4s	0	± 1/2	1	2	32
	1	4p	1	± 1/2	3	6	
			0	± 1/2			
			-1	± 1/2			
	2	4d	2	± 1/2	5	10	
			1	± 1/2			
			0	± 1/2			
			-1	± 1/2			
			-2	± 1/2			
	3	4f	3	± 1/2	7	14	
			2	± 1/2			
			1	± 1/2			
			0	± 1/2			
			-1	± 1/2			
			-2	± 1/2			
			-3	± 1/2			

Tabla 3.2: Números cuánticos, número de orbitales y número máximo de electrones para los cuatro primeros niveles.

Siguiendo las reglas precedentes, estamos en condiciones de establecer las configuraciones electrónicas de los átomos de los distintos elementos. Para ello, utilizaremos la notación: $\mathbf{nl^x}$, donde **n** es el numero cuántico principal, **l** el número cuántico secundario expresado por la letra equivalente s, p, d, f, etc. y x el número de electrones que contiene el orbital correspondiente. Por ejemplo, la notación $1s^1$ indica que hay un sólo electrón ubicado en el orbital 1s; la notación $2p^3$ significa que hay tres electrones ubicados en el orbital 2p, etc.

A continuación mostraremos cómo se van ubicando los electrones uno por uno en los distintos orbitales, mediante los diagramas de cajas. Además, escribiremos las C.E. respectivas.

Comenzaremos por el átomo de **hidrógeno** (Z = 1) que contiene un único electrón para luego seguir progresivamente, por los átomos que contienen un electrón más que el anterior. Es decir, en orden creciente de los números atómicos.

De acuerdo con la regla de la diagonal, el único electrón del átomo de hidrógeno se ubica en el orbital 1s, quedando los restantes orbitales vacíos.

Hidrógeno: $_1H$ 1s ↑

C.E: $1s^1$

La C.E. $1s^1$ significa que hay un electrón en el orbital 1s.

El átomo que sigue es el de **helio** (Z = 2) que tiene dos electrones. De acuerdo con el principio de exclusión de Pauli, el segundo electrón también se ubica en el orbital 1s y con distinto número cuántico de spin.

Helio: $_2He$ 1s ↑↓

C.E: $1s^2$

La C.E. $1s^2$ significa que hay dos electrones en el orbital 1s.

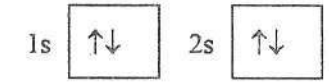
El átomo de **litio** (Z = 3) es el siguiente con tres electrones. Como el orbital 1s ya está completo con dos electrones, el tercer electrón se ubica, según la regla de la diagonal, en el orbital 2s comenzando a llenar el segundo nivel.

Litio: $_3Li$ 1s ↑↓ 2s ↑

C.E: $1s^2$ $2s^1$

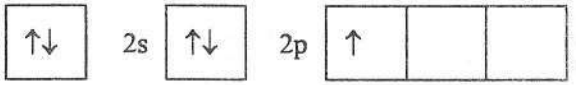
Aquí podemos observar que el átomo de litio tiene un electrón desapareado en el orbital 2s. La C.E. $1s^2\ 2s^1$ indica que hay dos electrones en el orbital 1s y un electrón en el 2s.

Seguimos con el **berilio** (Z = 4) cuyo cuarto electrón completa el orbital 2s, con distinto número de spin.

Berilio: $_4Be$ 

C.E: $1s^2$ $2s^2$

El átomo de **boro** (Z = 5) que es el que sigue, siguiendo la regla de la diagonal, ubica su quinto electrón, en un orbital 2p del segundo nivel.

Boro: $_5B$ 

C.E: $1s^2$ $2s^2$ $2p^1$

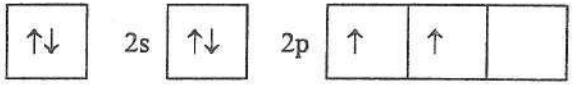
Ahora bien, el elemento que sigue es el **carbono** (Z = 6), por lo que debemos ubicar 6 electrones. El sexto electrón debe ubicarse en uno de los tres orbitales 2p. ¿Completará el orbital 2p que ya contiene un electrón, u ocupará uno de los orbitales 2p que aún está vacío? Para responder estas preguntas necesitamos una tercera regla.

3) La regla de Hund

Esta regla indica cómo se van ubicando los electrones en los distintos orbitales de la misma energía.

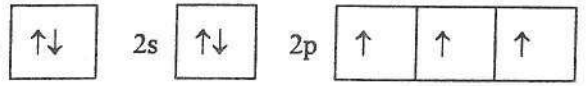
REGLA DE HUND *En presencia de varios orbitales libres equivalentes, los electrones se ubican ocupando el máximo número de ellos y con el mismo valor de sus números cuánticos de spin*

Esta situación sólo se puede dar cuando hay varios orbitales del mismo tipo como en los p, d, ó f (no en los orbitales s). De acuerdo con esta regla, el sexto electrón del átomo de carbono se ubicará en uno de los orbitales 2p libres y con el mismo spin que el electrón anterior, quedando ambos electrones desapareados.

Carbono: $_6C$ 

C.E: $1s^2$ $2s^2$ $2p^2$

El siguiente elemento es el **nitrógeno** (Z=7), cuyo último electrón ocupará el último orbital 2p vacante, con el mismo sentido de spin. El átomo de nitrógeno tiene los tres electrones de los orbitales 2p desapareados.

Nitrógeno: $_7N$ 

C.E: $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$

Los electrones de los átomos que siguen van llenando el orbital 2p con su número de spin opuesto, hasta llegar al **neón** (Z = 10), que completa el orbital 2p con 6 electrones.

Neón: $_{10}Ne$ 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓

C.E: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$

Como podemos observar, la C.E. del neón es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$, es decir, se han completado todos los orbitales del segundo nivel con 8 electrones: 2 en el orbital 2s y 6 en el 2p. Esto sucede cada vez que llegamos a la configuración de un gas noble.

De esta manera, siguiendo las reglas mencionadas, se pueden escribir las C.E. de los demás elementos, teniendo en cuenta que los orbitales s pueden albergar como máximo 2 electrones, los orbitales p 6 electrones, los d 10 electrones y los f hasta 14 electrones. Por ejemplo, el **bromo** (Z = 35) tiene 35 electrones. Para escribir su C.E., se va sumando el número de electrones ubicados en los orbitales, siguiendo la regla de la diagonal, hasta llegar a 35. Luego, la C.E. del bromo es:

C.E. (Br): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

A medida que aumenta el número atómico del elemento, crece el número de electrones y la escritura de la C.E. se hace cada vez más extensa. Para simplificar la notación, suele escribirse la C.E. del gas noble precedente mediante su símbolo encerrado entre corchetes. Por ejemplo, el gas noble que precede al bromo en la Tabla Periódica es el **argón** (Z = 18), cuya configuración electrónica es:

C.E.(Ar): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ = [Ar]

y reemplazando en la C.E. del bromo, obtenemos:

C.E. (Br): [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

Análogamente, la C.E. del **bario** (Z = 56) es:

C.E. (Ba): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2$

La C.E. del gas noble anterior, que es el **xenón** (Z = 54) es:

C.E. (Xe): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6$ = [Xe]

Reemplazando obtenemos:

C.E. (Ba): [Xe] $6s^2$

Este procedimiento puede aplicarse para escribir la C.E. de cualquier elemento en forma simplificada.

Configuración electrónica externa

Como veremos más adelante, hay una estrecha relación entre las propiedades químicas de un elemento y su configuración electrónica. En particular, los electrones más alejados del núcleo juegan un papel esencial en los procesos químicos, mientras que los de niveles interiores usualmente no intervienen. Por ello, es conveniente distinguir los electrones que están situados en los niveles internos, de los que pertenecen a los niveles más externos aún incompletos.

El conjunto del núcleo y los electrones que forman parte de los niveles internos, se denomina **"core"** (corazón) del átomo o centro atómico. Es decir:

core = núcleo + electrones de niveles internos

Los electrones del core de un átomo de un elemento, son los mismos que los del gas noble que le precede en la Tabla Periódica. Luego, la C.E. del core de un elemento, es la misma que la del gas noble anterior. Por ejemplo, la C.E. del core del bromo es la misma que la del argón, que es el gas noble precedente. Entonces, la C.E. del core del bromo es:

$$\text{C.E (core Br)} = [\text{Ar}] = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

La configuración electrónica de los electrones pertenecientes a los niveles más externos (fuera del core), constituye la **configuración electrónica externa (C.E.E.)** de un elemento.

Como regla para determinar la C.E.E. de un elemento, se escribe su C.E. en forma simplificada y luego se elimina la C.E. del core y los orbitales d o f intermedios que están completos, con 10 y 14 electrones respectivamente.

Por ejemplo, para el bromo:

- La C.E. del bromo en forma simplificada es: $[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^{10}4p^5$
- Se elimina la C.E. del core y resulta: $4s^2\ 3d^{10}4p^5$
- Se eliminan los orbitales d o f intermedios completos, en este caso el d^{10}, obteniendo: $4s^2\ 4p^5$

Luego, la C.E.E. del bromo es: $4s^2\ 4p^5$.

En la tabla siguiente se muestran varios ejemplos.

Elemento	Z	C.E. simplificada	C.E. del core	C.E.E.
potasio (K)	19	$[\text{Ar}]\ 4s^1$	[Ar]	$4s^1$
titanio (Ti)	22	$[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^2$	[Ar]	$4s^2\ 3d^2$
bromo (Br)	35	$[\text{Ar}]\ 4s^2\ 3d^{10}4p^5$	[Ar]	$4s^2\ 4p^5$
cadmio (Cd)	48	$[\text{Kr}]\ 5s^24d^{10}$	[Kr]	$5s^24d^{10}$
xenón (Xe)	54	$[\text{Kr}]\ 5s^24d^{10}5p^6$	[Kr]	$5s^2\ 5p^6$
bismuto (Bi)	83	$[\text{Xe}]\ 6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$	[Xe]	$6s^2\ 6p^3$

EJERCICIOS

Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son verdaderas o falsas.

a) Cuando el electrón de un átomo de hidrógeno cae desde el tercer nivel energético al primero:

i) emite una radiación cuya longitud de onda es mayor que si cae desde el segundo nivel al primero.

ii) emite un fotón cuya energía es 2hν.

b) Cuando el electrón gira en la tercera órbita cede más energía que cuando gira en la primera.

Construir un gráfico indicando todas las transiciones posibles correspondientes a las líneas espectrales del átomo de hidrógeno, si los electrones ocupan los cinco primeros niveles excitados.

Escribir las configuraciones electrónicas y las C.E.E. de los siguientes elementos:

a) Na b) Cl c) $_{34}T$ d) Kr e) $_{40}X$

Dado el $^{80}_{35}Br$, indicar:

a) la composición nuclear.

b) la configuración electrónica.

c) el número de electrones del nivel más externo.

d) el número cuántico principal y el azimutal del último electrón de la C.E.

e) el número de electrones desapareados.

Indicar para el Fe (Z = 26, A = 56):

a) el número de protones, neutrones y electrones.

b) la configuración electrónica.

c) la configuración electrónica externa.

d) el número de electrones desapareados.

Indicar a qué elementos corresponden las siguientes C.E.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^9\ 4s^2\ 3d^2$

c) $[Kr]5s^2$

d) CEE: $4s^2$

Indicar cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas están escritas en forma incorrecta.

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^3$

c) 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑↓ | | ...

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

e) 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ | ↓ | | ...

8_ Dadas las siguientes afirmaciones, indicar si son verdaderas o falsas.

a) Para caracterizar completamente un electrón de un orbital 3p es suficiente conocer el valor de su número cuántico de spin.
b) El número cuántico n de un electrón del orbital 3d es 4.
c) Los dos últimos electrones de la C.E. del carbono sólo difieren en el valor del número cuántico m_l.
d) La C.E.E. del elemento cuyo isótopo ^{37}X que tiene 20 neutrones en su núcleo es: $3s^2\ 3p^5$.
e) Los tres orbitales 2p sólo difieren en el valor de su número cuántico m_l.
f) La C.E. del elemento X cuyo isótopo ^{22}X tiene 12 neutrones en su núcleo, es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

9_ Determinar la C.E.E. del elemento X, sabiendo que forma con el azufre un compuesto molecular SX_3 y que el número total de protones de una molécula del compuesto es 40.

10_ Una molécula del compuesto XE_3 tiene en total 36 electrones. Determinar la C.E. del elemento E, sabiendo que la de X termina en $4p^3$.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

4_ a) 35 p y 45 n b) [Ar] $4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$ c) 7 d) n = 4 y l = 1 e) 1

5_ a) 26 p, 30 n y 26 e b) [Ar] $4s^2\ 3d^6$ c) $4s^2\ 3d^6$ d) 4

6_ a) Mg b) Ti c) Sr d) Ca

7_ b) c) e)

8_ a) F b) F c) V d) V e) V f) V

9_ $2s^2\ 2p^4$

10_ $1s^1$

APÉNDICE DEL CAPÍTULO 3

Características de las ondas

En general, se pueden distinguir dos tipos de ondas: las mecánicas y las electromagnéticas. Las ondas mecánicas como las ondas de agua o las que se producen al pulsar una cuerda, necesitan la presencia de un medio material para propagarse. En cambio, las ondas electromagnéticas como la luz, los rayos X, o las ondas de radio, no requieren de un medio para propagarse, ya que pueden hacerlo también en el vacío.

Las ondas se representan mediante funciones sinusoidales que dependen del espacio y del tiempo. En la Figura 3.8 representamos una función sinusoidal en un tiempo determinado, como si fuera una fotografía.

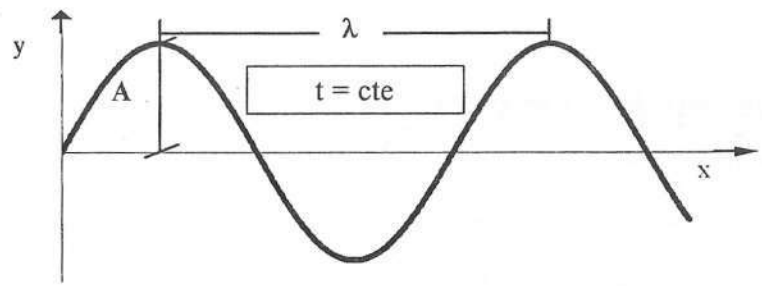


Figura 3.8: Representación de una onda en un instante, en función de la distancia a un punto determinado.

Las ondas se caracterizan por los siguientes parámetros:

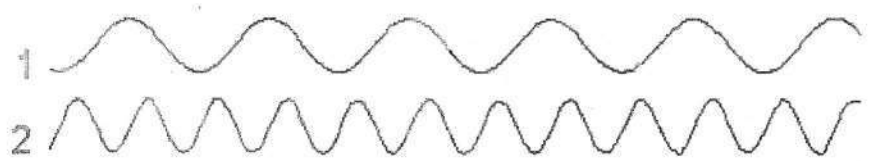
- **Amplitud (A)**: es la máxima extensión vertical de la onda.

- **Longitud de onda (λ)**: es la distancia entre dos máximos sucesivos de la onda, en un instante dado.

- La unidad utilizada actualmente para medir la longitud de onda es el nanometro: $1nm = 10^{-9}$ m (ver Tabla 2 del Apéndice del Capítulo 1).

- **Frecuencia (ν)**: es el número de oscilaciones completas (ciclos) de la onda, por unidad de tiempo. Se expresa en número de ciclos/segundo, o sea, en inversa de segundo (1/s). En el sistema SI, la unidad utilizada es el Hertz (Hz) que corresponde a la inversa de segundo (ver Tabla 3, Apéndice Capítulo 1.). Es decir:

$$1\ Hz = 1/s = s^{-1}$$



Representación en función del tiempo de dos ondas de igual amplitud. La onda 2 tiene mayor frecuencia que la onda 1.

- **Velocidad de propagación (v_p)**: es el camino recorrido por un punto determinado de la onda en la unidad de tiempo. La velocidad de la onda depende del medio material por el cual viaja; es decir, toma distintos valores según se propague en el vacío, en el agua, en el vidrio, etc.

  La velocidad de propagación de la onda está dada por el producto de su longitud de onda y su frecuencia.

$$v_p = \lambda \times \nu$$

El espectro del átomo de hidrógeno

Los espectros de líneas son los que nos suministran mayor información acerca de la estructura del átomo. De la misma manera que una persona puede ser identificada por sus huellas digitales, los espectros de emisión constituyen una señal de identidad que revelan a la sustancia emisora de la radiación. Este hecho nos sugiere que los espectros de emisión están íntimamente relacionados con la estructura de los átomos presentes en la sustancia emisora. Esto hace de la espectroscopía una herramienta muy eficaz para la investigación de la estructura de la materia. Es de particular interés la información que nos brinda el estudio del espectro de líneas que produce el átomo de hidrógeno.

Cuando a un tubo de descarga que contiene gas hidrógeno a baja presión, se le suministra energía eléctrica, aparece la emisión de una radiación de color rosa intenso. En estas condiciones, la energía suministrada es suficiente para producir la disociación de las moléculas de hidrógeno en sus átomos:

$$H_2 \longrightarrow 2\,H$$

Por consiguiente, la radiación emitida es debida a los átomos de hidrógeno. Si un estrecho haz de esta radiación es dispersado por un prisma, (Figura 3.9) se obtiene sobre una pantalla o una película fotográfica, un espectro que consiste en una serie de líneas de colores nítidos, característico del átomo de hidrógeno en estado gaseoso.

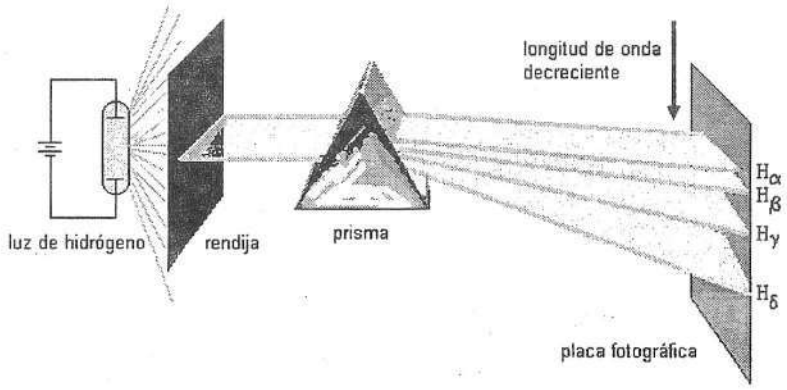


Figura 3.9: Espectro de emisión del átomo de hidrógeno.

En la película puede observarse que aparece un conjunto de líneas del espectro visible del átomo de hidrógeno. En 1885 el físico suizo J.J. Balmer encontró que en la zona visible de este espectro sólo aparecen cuatro líneas a las que designó H_α , H_β , H_γ y H_δ . Además, halló otras líneas situadas en el ultravioleta cercano.

LAS LINEAS DE BALMER

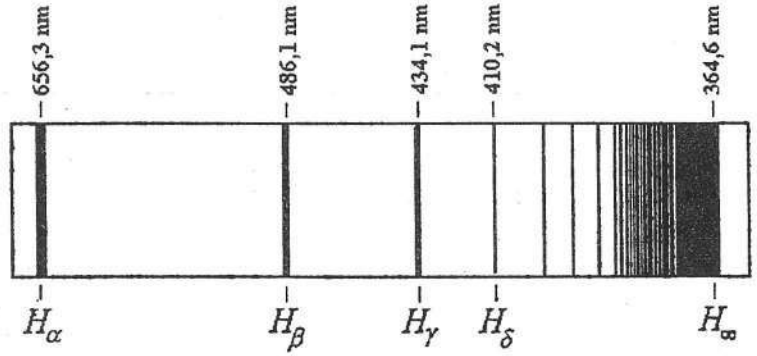
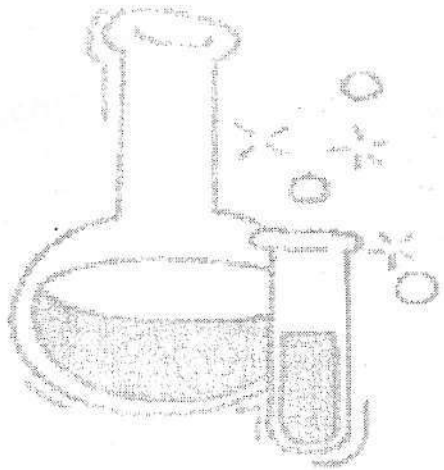


Figura 3.10: Se muestra una fotografía del espectro del átomo de hidrógeno. En ella aparecen un conjunto de líneas que corresponden a longitudes de onda bien determinadas en el visible y ultravioleta cercano.

Cada línea corresponde a una longitud de onda y color determinados. Así, H_α de longitud de onda 656.3 nm corresponde al color rojo del espectro, H_β de 486,1 nm al verde, H_γ de 434,1 nm al azul y H_δ de 401,2 nm al violeta y así sucesivamente. Como podemos observar en la Figura 3.10, las líneas se van acercando entre sí a la vez que sus intensidades disminuyen, hasta alcanzar el límite de la serie para ν = 364,6 nm (H_∞). El conjunto de todas estas líneas constituye la llamada serie de Balmer.

Analizando la posición de estas líneas, Balmer descubrió que no estaban situadas al azar, sino formando una serie cuyas longitudes de onda podían ser calculadas mediante una fórmula empírica. Lo asombroso de este hallazgo fue que los valores obtenidos a partir de esta fórmula concordaban notablemente con los medidos en el espectro. ¿Podría ser esto casual? ¿Sería posible deducir esta fórmula teóricamente? Años después, Niels Bohr dio la respuesta.

4 CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS



1. **INTRODUCCIÓN HISTÓRICA**
   - Tríadas y octavas
   - Mendeleev y su tabla
2. **LA TABLA ACTUAL**
   - El último ordenamiento
   - Descripción de la Tabla Periódica
3. **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y TABLA**
4. **CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS**
   - Elementos representativos (bloques s y p)
   - Elementos de transición (bloque d)
   - Elementos de transición interna (bloque f)
5. **PROPIEDADES PERIÓDICAS**
   - Radio atómico
   - Radio iónico
   - Energía de ionización
   - Electronegatividad

1_INTRODUCCIÓN HISTÓRICA

En este capítulo estudiaremos la organización sistemática de los elementos en la Tabla Periódica y la relación que hay con sus configuraciones electrónicas.

Comenzaremos este capítulo con una breve referencia histórica acerca de la construcción de la Tabla Periódica de los Elementos y luego analizaremos sus aplicaciones.

Los químicos del siglo XIX encontraron semejanzas entre las propiedades físicas de algunos elementos. Por ejemplo, el sodio y el potasio eran metales; el helio, el neón y el argón eran gases de muy poca reactividad química. Ante estas evidencias, pensaron que los elementos podrían agruparse según sus propiedades. El problema básico residía en elegir algún criterio que permitiera agruparlos en familias cuyos miembros tuvieran propiedades fisicoquímicas semejantes. El trabajo era más complicado que armar un rompecabezas, ya que los químicos de la época no sabían si podían clasificar a los elementos y ni siquiera si poseían todas las piezas, ya que sólo se conocían 63 elementos.

LOS PRIMEROS PASOS

Tríadas y octavas

En la primera mitad del siglo XIX, los químicos pensaban que debía haber una estrecha relación entre los pesos atómicos* de los elementos y las semejanzas y diferencias entre ellos. Hacia 1817, el químico alemán Johan Döbereiner, descubrió ciertas semejanzas entre los elementos calcio (Ca), estroncio (Sr) y bario (Ba). El estroncio presentaba propiedades intermedias entre las del calcio y el bario. Además, observó que el peso atómico del Sr era muy similar al promedio de los pesos atómicos del Ca y del Ba: P.at. (Ca) = 40 P.at. (Ba) = 137

En la actualidad se utilizan masas atómicas.

$$\text{P.at.(Sr)} = 88 \qquad \text{y} \qquad \frac{40+137}{2} = 88{,}5$$

Años después, Döbereiner encontró otros dos grupos de tres elementos cada uno: azufre, selenio, teluro y cloro, bromo, iodo, donde los elementos de cada grupo tenían propiedades similares. Lo más notable fue que nuevamente el peso atómico del selenio era el promedio de los pesos atómicos del azufre y del teluro, y lo mismo ocurría con el bromo respecto del cloro y del iodo. Denominó **tríadas** a estos grupos de tres elementos, y entusiasmado con su descubrimiento, siguió buscando otras tríadas sin lograr encontrarlas. Esto hizo pensar a los científicos de su época que sus hallazgos habían sido una mera coincidencia.

LA ESCALA MUSICAL

En 1864 el inglés **John Newlands**, al ordenar los elementos entonces conocidos según el valor creciente de sus pesos atómicos, observó que las propiedades se repetían cada ocho elementos. Es decir, el octavo elemento de su lista presentaba propiedades similares a las del primero, el noveno a las del segundo y así sucesivamente. Así, exceptuando al hidrógeno cuyas propiedades eran peculiares, encontró semejanzas entre las propiedades del litio y el sodio, y del berilio y el magnesio. Como los elementos así ordenados repetían sus propiedades en

intervalos de siete, Newlands comparó a éstos con las siete notas de la escala musical, como se muestra en la Figura 4.1.

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
1,0	6,9	9,0	10,8	12	14	16	19	23	24,3	27	28	31	32	35,5
	do	re	mi	fa	sol	la	si	do	re	mi	fa	sol	la	si

Figura 4.1. Repetición de las propiedades de algunos elementos en intervalos de a siete, como ocurre con las notas de la escala musical.

A esta periodicidad de las propiedades que se repetía en el octavo elemento, la llamó ley de las octavas, por su analogía con las octavas de la escala musical, donde la octava nota es igual a la primera. Además, Newlands construyó su tabla dividiendo la lista en columnas de siete elementos cada una. Desafortunadamente para él, algunos elementos no encajaban correctamente en los lugares que les había asignado en la tabla, pero el gran descubrimiento estaba muy cerca.

Mendeleev y su tabla

En 1869, el alemán Julius Lothar Meyer y el ruso Dimitri Mendeleev, en forma independiente y siguiendo el mismo criterio que Newlands, ordenaron los elementos según su peso atómico creciente. De esta forma, los elementos con propiedades similares (como densidad, peso atómico, solubilidad en algún solvente) quedaron agrupados en columnas en una tabla.

La mayor parte del mérito de este descubrimiento es atribuido al químico ruso, porque él efectuó los aportes más notables para la construcción de esta tabla y, sobre todo, por el uso extraordinario que le dio. Mendeleev buscaba un sistema armonioso que permitiera relacionar los elementos unos con otros, de acuerdo con sus propiedades.

Tras años de recolectar y analizar datos, dispuso los 63 elementos descubiertos hasta ese momento en orden creciente de sus pesos atómicos, empezando por el hidrógeno y terminando por el uranio. Los ubicó de tal manera que los que tuvieran propiedades análogas quedaran en la misma columna. Esto dio origen a una clasificación de los elementos, que es la base de la actual **Tabla Periódica**. Por primera vez, apareció una tabla que organizaba a todos los elementos en familias definidas y no se trataba de coincidencias aisladas como las tríadas o las octavas.

En febrero de 1869, Mendeleev formuló su ley periódica de la siguiente manera:

Los elementos ordenados según sus pesos atómicos crecientes, presentan periodicidad en sus propiedades.

Mendeleev

Es considerado el creador de la clasificación periódica. Nació el 1 de febrero de 1834, en la ciudad de Tobolsk, Siberia oriental. Hombre corpulento y de mirada penetrante, fue nombrado profesor titular de la Universidad de San Petesburgo cuando sólo contaba 31 años de edad. Murió de neumonía en 1907, a los setenta y tres años. En su honor, se llamó mendelevio al elemento 101.

Para comprender mejor el trabajo del sabio ruso, coloquemos los primeros 18 elementos en orden creciente de sus masas atómicas. En la Figura 4.2 mostramos estos elementos, comenzando por el hidrógeno y terminando con el argón, ordenados según ese criterio.

Si ahora buscamos los elementos que presenten propiedades químicas semejantes, podemos descubrir que el helio se asemeja al neón, que se halla ubicado 8 lugares más adelante, el litio al sodio y así sucesivamente. Es decir, las propiedades de los elementos se repiten cada 8. Aquí nuevamente es conveniente exceptuar al hidrógeno que tiene propiedades singulares.

H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1,0	4,0	6,9	9,0	10,8	12	14	16	19	20,2	23	24,3	27	28	31	32	35,5	39,9

Figura 4.2: Lista de los primeros dieciocho elementos ordenados según sus masas atómicas crecientes.

Hasta aquí Mendeleev había seguido los pasos de Newlands, pero luego siguió ordenando más elementos, logrando agruparlos en forma más adecuada de acuerdo con sus propiedades. Además predijo propiedades de elementos que aún no habían sido descubiertos.

Si ordenamos estos primeros dieciocho elementos en grupos de ocho, colocándolos uno debajo del otro, en filas sucesivas, obtenemos:

H 1,0							He 4,0
Li 6,94	Be 9,0	B 10,8	C 12	N 14	O 16	F 19	Ne 20,2
Na 23	Mg 24,3	Al 27	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	Ar 39,9

De esta forma, salvo el hidrógeno, los elementos con propiedades semejantes quedan ubicados en una misma columna, perteneciendo a la misma familia.

Sin embargo, al continuar ordenando los elementos conocidos según dicho criterio, Mendeleev observó que algunos no quedaban ubicados con los de su familia en la Tabla. Entonces los corrió de lugar de forma tal que quedaran acomodados correctamente, dejando esos lugares vacíos ("huecos"). Además, supuso que estos huecos deberían ser ocupados por elementos que aún no habían sido descubiertos. Lo que había que hacer era buscarlos, decía Dimitri convencido de su sistema periódico. Más aún, basándose en la posición que estos elementos debían ocupar en la tabla, predijo muchas de sus propiedades.

Su confianza en la clasificación era tan grande, que publicó un informe detallado acerca de las propiedades de tres elementos, que a la sazón no habían sido descubiertos. Uno de ellos debía ubicarse debajo del aluminio y lo llamó Eka-aluminio. El segundo elemento debía tener propiedades intermedias entre el silicio y el estaño ya que había un lugar vacío entre ellos, como se muestra en la figura, y lo llamó Eka-silicio (Es). Por último predijo también las propiedades del Eka-boro, el tercer elemento desconocido.

	14	15
1		
2	C	N
3	Si	P
4	Es	As
5	Sn	Sb
6	Pb	Bi

El Eka-silicio debía ocupar el "hueco" dejado.

El mundo científico recibió con escepticismo sus predicciones, pero por suerte Mendeleev no tuvo que esperar demasiado para que su trabajo fuera reconocido. Años más tarde, en 1874, el químico francés Paul Emil Lecoq, estudiando un mineral descubrió un nuevo elemento al que denominó **galio**. Apenas Mendeleev leyó la descripción del nuevo elemento comprendió que se trataba de "su" Eka-aluminio.

Cuatro años después Lars Frederick Nilson, un químico sueco, descubrió un nuevo elemento al que llamó **escandio** en honor de Escandinavia. Sus propiedades eran semejantes al Eka-boro descripto por Mendeleev. Finalmente, en 1886 se cumplió la última predicción de Mendeleev. El químico alemán Clemens Alexander Winkler descubrió el **germanio**, cuyas propiedades indicaban sin duda que se trataba del Eka-silicio. En la Tabla 4.1 se muestran las predicciones hechas por Mendeleev de las propiedades del Eka-silicio y las propiedades del germanio.

Propiedad	**Eka-silicio (Es, 1871)**	**Germanio (Ge, 1886)**
Masa atómica	72	73,2
Densidad (g/cm^3)	5,50	5,47
Color	gris	gris claro
Fórmula del cloruro	$EsCl_4$	$GeCl_4$
Densidad del cloruro	1,90	1,88
Solubilidad en HCl	poco soluble	insoluble

Tabla 4.1: Propiedades predichas por Mendeleev para el Eka-silicio y propiedades del Germanio.

Ya no cabían dudas, su Tabla Periódica no era obra de la casualidad. ¡El genial ruso había resuelto el rompecabezas, contando apenas con algo más de la mitad de las piezas! La tabla podía ser usada para predecir cómo se comportaría un elemento determinado con sólo observar qué posición ocupaba. Su tabla fue entonces reconocida como un trabajo sensacional.

Sin embargo, la clasificación periódica construida según el orden creciente de los pesos atómicos de los elementos tenía algunos problemas. En efecto, analizando la actual Tabla Periódica, observamos que el **potasio** que tiene una masa atómica 39,10 u, figura ubicado después del **argón** cuya masa atómica es mayor (39,95 u). Sin embargo, el argón es un gas noble y el potasio un metal alcalino, y por lo tanto habría que invertir el orden de los elementos para que cada uno quedara con su familia. El mismo problema se presentaba en los casos del **cobalto** con el **níquel** y del **teluro** con el **iodo**. Mendeleev se dio cuenta de este inconveniente, y suponiendo que los pesos atómicos habían sido mal determinados, invirtió el orden de estos tres pares de elementos para que quedaran ubicados con sus respectivas familias. Pero en realidad, los valores de los pesos atómicos eran correctos.

Estos hechos sugerían que debía existir otro criterio que permitiera ordenar correctamente los elementos, para que cada uno estuviera con su correspondiente familia.

2_LA TABLA ACTUAL

Cap. 2

En 1913 el físico británico Henry G. Moseley, estudiando el fenómeno de difracción de los rayos X producidos por los átomos de distintos elementos, observó que la carga nuclear aumentaba en una unidad, al pasar de un elemento a otro en la Tabla Periódica. Es decir, cada elemento tenía un protón más que el anterior. Caracterizó a cada elemento mediante el número de protones de sus átomos, al que denominó número atómico (Z).

Tomando este número como nuevo criterio para ordenar los elementos Moseley encontró que desaparecían las inversiones que había en la tabla de Mendeleev, quedando todos los elementos correctamente ubicados.

De esta forma, la tabla actual ha sido construida ubicando los elementos en orden creciente de sus números atómicos, y de manera tal que los elementos con propiedades análogas, queden situados sobre una misma columna. Los elementos quedan así ordenados en filas horizontales (denominados Períodos) y en columnas verticales (llamados Grupos).

PERÍODO Y GRUPO

Período es cada fila o secuencia horizontal de elementos de la tabla.
Grupo es cada columna o secuencia vertical de elementos de la tabla.

La ley periódica puede ser enunciada como sigue:

"Los elementos ordenados según sus números atómicos crecientes, presentan periodicidad en sus propiedades".

A este ordenamiento de los elementos en períodos y grupos en una tabla, se lo denomina clasificación periódica. Las propiedades fisicoquímicas de los elementos de un mismo período en general son distintas, mientras que las de un mismo grupo son similares.

El último ordenamiento

6		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os
7		90 Th	91 Pa	92 U		

Viejo ordenamiento de los elementos Th, Pa y U

Hasta 1944, la tabla no tenía el aspecto actual. Los períodos y los grupos estaban dispuestos de otra forma. Hacia 1940 habían sido descubiertos 92 elementos, desde el hidrógeno (H, Z=1) hasta el uranio (U, Z=92). Debido a que el uranio tenía propiedades similares al tungsteno (W, Z=74), los elementos torio (Th, Z=90), protactinio (Pa, Z=91) y uranio (U, Z=92) estaban ubicados en la Tabla Periódica debajo del hafnio (Hf, Z= 72), tantalio (Ta, Z=73) y tungsteno (W, Z=74) respectivamente.

Por otra parte, los elementos del 58 (cerio) al 71 (lutecio) constituían una serie conocida como "tierras raras". Todos estos elementos tenían propiedades muy similares a las del lantano (La, Z=57) y por ello se los denominó **Lantánidos**. Por razones de espacio se

los ubicó en una fila separada al pie de la Tabla.

En 1940 Edwin M. McMillan descubrió trazas del primer elemento artificial, el neptunio (Np, Z=93), como resultado del bombardeo de átomos de uranio. Poco después, el químico Glenn Seaborg descubrió el elemento de Z=94 (plutonio). De acuerdo con la estructura que tenía en ese momento la tabla, estos dos elementos debían ir ubicados debajo del renio (Re, Z=75) y del osmio (Os, Z=76). Pero tanto el neptunio como el plutonio no presentaban propiedades parecidas al renio y al osmio, sino que se comportaban químicamente igual que los elementos de las tierras raras. Luego de descubrir los elementos de Z 94, 95 y 96, Seaborg concluyó que los elementos que comenzaban con el actinio (Z=89), deberían formar una segunda serie de tierras raras, y los denominó **Actínidos.**

Basándose en las propiedades de los elementos que él había descubierto, Glenn Seaborg reestructuró la Tabla Periódica. "En 1944, mientras trabajaba en el Laboratorio Metalúrgico de Chicago - relata Seaborg - se me ocurrió que estos elementos (Th, Pa y U) estaban mal ubicados y que debían ser los tres primeros integrantes de la serie de los actínidos. Entonces saqué los tres elementos y los puse en el nivel inferior debajo del cerio (Ce, Z=58) y luego continué con el 93 hasta el 103. Presenté esta idea en un seminario y provocó una gran conmoción en el mundo científico".

Recién después de la Segunda Guerra Mundial, cuando Seaborg pudo publicar su nuevo ordenamiento, fue aceptada la nueva Tabla. Sus ideas fueron verificadas cuando se pudieron obtener artificialmente los elementos siguientes. La nueva disposición permitió predecir las propiedades de muchos elementos. Fue merecedor del Premio Nobel de Química en 1951 y en su honor, el elemento 106 se denominó seaborgio (Sg).

Descripción de la Tabla Periódica

Cada elemento aparece en la tabla en un casillero representado por su símbolo. En dicho casillero figuran, además, otros datos referidos al elemento, como número atómico (Z), masa atómica, y configuración electrónica. Así por ejemplo, la letra C mayúscula de imprenta es el símbolo con el que designamos al elemento químico carbono. Debajo figura la masa atómica del elemento, y luego la configuración electrónica. Abajo y a la izquierda aparece el número atómico correspondiente. En general estos datos aparecen en un casillero aparte, como se muestra en la figura adjunta, aunque pueden diferir según la versión de la Tabla Periódica utilizada.

$_{6}C$
Carbono
12,0111
$1s^2 2s^2 2p^2$

En la figura 4.3 se muestra un esquema de la tabla periódica actualizada.

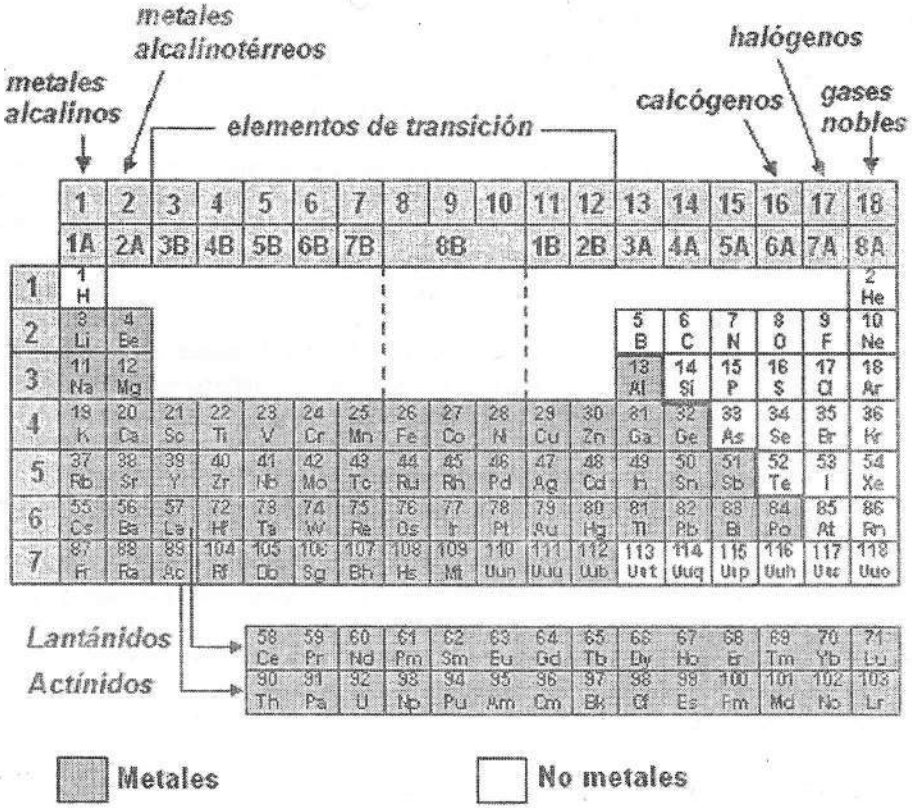


Figura 4.3: Tabla periódica actual, en la que los elementos se hallan ubicados según el orden creciente de sus números atómicos, donde se indica la separación entre metales y no metales.

Si bien la IUPAC recomienda desde 1985 la descripción de la Tabla con 18 grupos numerados correlativamente, debido al uso frecuente, también presentamos la versión más antigua consistente en dividir los grupos en A y B.

Un análisis de la tabla nos permite destacar algunos aspectos interesantes:

- A cada elemento le corresponde un casillero perfectamente identificado por su número atómico (Z).

- Hay 18 grupos de elementos de los cuales 8 son largos (1 y 2 y del 13 al 18), pues contienen mayor número de elementos, y 10 cortos (del 3 al 12) con menor número de elementos, que figuran en el centro de la tabla.

- Hay 7 períodos de distinta extensión puesto que tienen diferente número de elementos. Además, en el sexto período luego del elemento 57 (La), los 14 elementos siguientes (del

58 al 71), tienen propiedades muy semejantes entre sí y por lo tanto constituyen una familia en sí misma (lantánidos). Algo similar ocurre en el período 7, con los 14 elementos que siguen al actinio (del 90 al 103) (actínidos).

- Estas dos familias de elementos (lantánidos y actínidos) se ubican separadamente en dos filas en la parte inferior de la misma, evitando una longitud excesiva de la tabla.

- El séptimo período aún está incompleto y en él se van incorporando los nuevos elementos.

En una primera instancia, los elementos pueden clasificarse, según sus propiedades más características, en **metales** y **no metales**. Sobre la derecha de la tabla de la Figura 4.3, podemos observar una línea escalonada que separa los metales de los no metales. Esta división no es muy rigurosa, ya que algunos elementos cercanos a esta línea, tienen propiedades intermedias entre metales y no metales.

En términos generales, podemos decir que los metales tienen brillo, pueden convertirse en láminas (son maleables), pueden ser estirados en hilos (son dúctiles) y son buenos conductores del calor y la electricidad. Todos los metales son sólidos a presión normal y temperatura ambiente (1 atm y 25°C), con excepción del mercurio (Hg) y del francio (Fr) que son líquidos. Los no metales, por el contrario, son malos conductores del calor y la corriente eléctrica. A presión normal y temperatura ambiente pueden ser gases, líquidos o sólidos quebradizos.

Finalmente, hay ciertos elementos que no tienen propiedades bien definidas, sino intermedias entre las de un metal y un no-metal. Por esta razón algunos autores los denominan **semimetales o metaloides**, y están situados próximos a la línea escalonada que divide los metales de los no metales en la Tabla Periódica. Por ejemplo, son semimetales el boro, el germanio y el antimonio.

Los elementos de los grupos 1, 2 y del 13 al 18 se denominan **elementos representativos**. Dentro de estos grupos hay algunos que reciben nombres especiales, como el 1 (metales alcalinos), el 2 (metales alcalinotérreos), el 16 (calcógenos) el 17 (halógenos) y el 18 (gases nobles). Los diez grupos cortos situados en el centro de la Tabla Periódica (del 3 al 12), corresponden a los denominados **elementos de transición**. Separados al pie de la tabla aparecen los **elementos de transición interna** divididos en dos series: **lantánidos y actínidos**, llamados así por sus semejanzas con el lantano y el actinio.

Los nombres de los elementos de Z 101 al 109 fueron acordados en 1997, según las últimas recomendaciones de la IUPAC. Los nombres y símbolos de los elementos de Z 110, 111, 112, 114, 116, y 118 aún no están definidos.

Cabe destacar que los elementos de Z 113, 115 y 117 aún no han sido descubiertos, pero están incluidos en esta Tabla a sólo efecto de mostrar la posición que ocuparían. Además, los elementos 114, 116 y 118 fueron descubiertos recientemente y sus propiedades aún no están bien determinadas.

En el ápendice de este capítulo se muestra una lista de los elementos y sus masas atómicas basada en el informe de la IUPAC de 1995.

3_ CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y TABLA

De acuerdo con lo expuesto hasta aquí, sabemos que en la tabla actual los elementos están ordenados según el valor creciente de sus números atómicos. Luego, el número atómico de

cualquier elemento es una unidad mayor que el del que le antecede en la tabla.

Por otra parte, el número atómico de un elemento es el número de protones y también de electrones de los átomos que lo constituyen. En consecuencia, el átomo de un elemento cualquiera posee un protón y un electrón más que el átomo del que le antecede en la tabla. Por ejemplo, un átomo del elemento boro (B) cuyo número atómico es 5, tiene cinco protones y cinco electrones. El elemento que le antecede que es el berilio (Be), de número atómico 4, tiene cuatro protones y cuatro electrones.

EL ELECTRÓN DIFERENCIAL

Cap. 3

Esto significa que conocida la configuración electrónica de un elemento de la tabla, podemos establecer la del siguiente, por "adición" de un electrón. Este último electrón adquiere particular importancia, porque básicamente establece la diferencia existente entre dos elementos consecutivos de la tabla. Dicho electrón, que denominaremos electrón diferencial, se ubica en el orbital vacante de acuerdo con las reglas vistas en el capítulo anterior.

Por ejemplo, comparemos las configuraciones electrónicas del berilio y del boro, que son elementos consecutivos en la tabla.

$$C.E.(_4Be): 1s^2\ 2s^2$$
$$C.E.(_5B): 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$$

Como podemos observar, la única diferencia entre ambas configuraciones está en el último electrón del átomo de boro que se ubica en el orbital 2p. Éste es el electrón diferencial del átomo de boro.

Con la ayuda de la regla de la diagonal, hemos completado el siguiente esquema de la Tabla, colocando en cada casillero el orbital donde se ubica el electrón diferencial de cada elemento.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1s																	1s
2	2s	2s											2p	2p	2p	2p	2p	2p
3	3s	3s											3p	3p	3p	3p	3p	3p
4	4s	4s	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	3d	4p	4p	4p	4p	4p	4p
5	5s	5s	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	4d	5p	5p	5p	5p	5p	5p
6	6s	6s	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	5d	6p	6p	6p	6p	6p	6p
7	7s	7s	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	6d	7p	7p	7p	7p	7p	7p

6	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f	4f
7	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f	5f

Teniendo en cuenta la tabla anterior, en el siguiente cuadro colocamos los orbitales que se van llenando en cada período y el número cuántico principal (n) del nivel más externo.

Período	Orbitales	n
1	1s	1
2	2s y 2p	2
3	3s y 3p	3
4	4s, 3d y 4p	4
5	5s, 4d y 5p	5
6	6s, 5d, 4f y 6p	6
7	7s, 6d, 5f y 7p	7

De acuerdo con lo expuesto, concluimos:

- Existe una correspondencia entre la ubicación de cada elemento en la Tabla Periódica y su configuración electrónica.
- Al iniciar cada período, comienzan a completarse los orbitales de un nuevo nivel, caracterizado por el número cuántico principal (n).
- El número cuántico principal correspondiente al último nivel, coincide con el número del período.

BLOQUES DE ELEMENTOS

Estos resultados nos permiten dividir la Tabla en cuatro bloques de elementos designados s, p, d o f, según el orbital en el que se encuentra el electrón diferencial, como se muestra en la Figura 4.4.

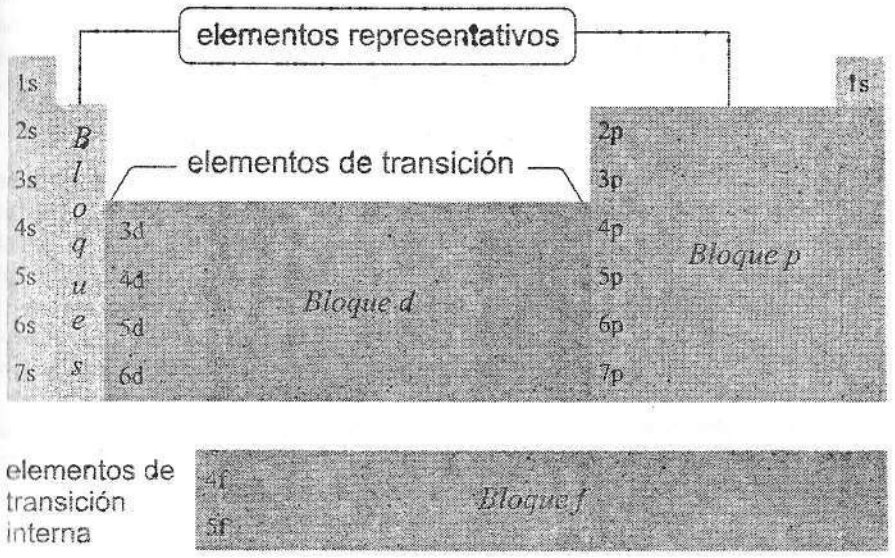


Figura 4.4: División de la Tabla Periódica en bloques de elementos.

El bloque s está constituido por los elementos de los dos primeros grupos y el helio. El bloque p comprende los elementos de los seis grupos que van desde el 13 hasta el 18. Los diez grupos desde el 3 al 12, constituyen el bloque d y al pie de la tabla aparece el bloque f que tiene catorce columnas. Observemos que estos números: 2, 6, 10 y 14, corresponden al número máximo de electrones que pueden ocupar los orbitales s, p, d y f.

La división de los elementos en bloques pone de manifiesto la estrecha relación entre la ubicación de un elemento en la tabla y su configuración electrónica externa. Además, los electrones de la C.E.E. son los que están relacionados con las propiedades químicas de los elementos y son los que intervienen en las uniones químicas entre átomos, para formar diversas sustancias.

Cap. 3

La Tabla Periódica queda así dividida de manera tal que los elementos con igual número de electrones en la C.E.E. están situados en el mismo grupo. Por ejemplo, si escribimos la C.E. de los elementos del grupo 1 donde resaltamos en negrita la C.E.E., tenemos:

^{1}H: $\mathbf{1s^1}$
^{3}Li: $1s^2\ \mathbf{2s^1}$
^{11}Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1}$
^{19}K: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \mathbf{4s^1}$
^{37}Rb: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ \mathbf{5s^1}$
^{55}Cs: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ \mathbf{6s^1}$
^{87}Fr: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ \mathbf{7s^1}$

Los átomos de todos estos elementos tienen un único electrón en su C.E.E que se halla en un orbital s. La C.E.E. de los elementos del grupo 1, puede escribirse en forma general, como $\mathbf{ns^1}$, siendo n el número cuántico principal. Haciendo lo propio con otros grupos obtenemos, por ejemplo, que la C.E.E. general de los metales alcalinotérreos (grupo 2) es $\mathbf{ns^2}$, la de los halógenos (grupo 17) es $\mathbf{ns^2np^5}$ y la de los gases nobles (grupo 18) es $\mathbf{ns^2np^6}$.

PERÍODOS Y GRUPOS

De acuerdo con lo expuesto, el número del período al que pertenece un elemento viene dado por el número cuántico principal del nivel más externo de su C.E., caracterizado por el mayor valor de n. Por ejemplo el silicio (Z=14) cuya C.E. es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$, pertenece al tercer período dado que su nivel más externo es el 3. En el titanio (Z = 22) de C.E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$, el nivel más externo es el 4 y por lo tanto pertenece al cuarto período.

Como podemos observar en los ejemplos anteriores, el número del período al que pertenece un elemento, coincide con el mayor número cuántico principal de su configuración electrónica.

Para determinar el grupo al que pertenece un elemento, es conveniente establecer su C.E.E. y observar en qué tipo de orbital se halla ubicado el electrón diferencial. Para obtener reglas que nos permitan determinar el grupo analicemos el siguiente cuadro:

Elemento	Z	configuración electrónica	C.E.E.	bloque	Grupo
Sodio	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$3s^1$	s	1
Calcio	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$4s^2$	s	2
Cloro	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$	p	17
Arsénico	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$	$4s^2 4p^3$	p	15
Vanadio	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	$4s^2 3d^3$	d	5

Relacionando el número de electrones de la C.E.E., con el grupo al que pertenecen los elementos del ejemplo anterior, podemos establecer las siguientes reglas:

- Si el electrón diferencial esta ubicado en un orbital s, como por ejemplo en el sodio, el número del grupo es igual al número total de electrones de su C.E.E. Como el átomo de sodio tiene un solo electrón en su C.E.E., pertenece al grupo 1.

- Si el electrón diferencial se halla en un orbital p, como en el cloro, el número del grupo es igual al número total de los electrones de la C.E.E. más 10 (debido a los 10 elementos de transición). Por lo tanto, el grupo del cloro es: 2 + 5 + 10 = 17.

- Si el electrón diferencial se encuentra en un orbital d, como en el vanadio, el número del grupo es igual a la suma de los electrones s y d. Por lo tanto el vanadio pertenece al grupo: 2 + 3 = 5.

4_CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Los elementos químicos pueden clasificarse teniendo en cuenta los bloques indicados en la Figura 4.4.

Elementos representativos (bloques s y p)

Los elementos representativos son aquellos cuyos átomos tienen su electrón diferencial ubicado en un orbital s ó p del último nivel. Sus propiedades fisicoquímicas muestran una variación periódica definida. Dentro del bloque s se encuentran el hidrógeno, el helio y los metales alcalinos y alcalinotérreos.

En el bloque p se ubican en el siguiente orden, los elementos de las familias del boro, del carbono, del nitrógeno, los calcógenos, los halógenos y los gases nobles*.

A continuación se presentan las características de los elementos más importantes de cada uno de los grupos correspondientes a los elementos representativos.

**Algunos autores prefieren colocar a los gases nobles en un bloque aparte.*

Grupo 1 (1A)

• *El hidrógeno*

Es el primer elemento que aparece en la tabla (Z = 1) y su C.E. es $1s^1$. La pérdida de su electrón produce el catión monopositivo H^+, al igual que los metales alcalinos (grupo 1) que producen cationes con una única carga positiva. Por otra parte, sólo le falta un electrón para completar su nivel, como ocurre con los halógenos (grupo 17) y como ellos, puede formar un anión mononegativo (H^-) por ganancia de un electrón. Sin embargo, sus propiedades no se parecen en nada a las de los elementos del grupo 1 ni a los del 17. Por estas razones, el hidrógeno no tiene una ubicación adecuada en la tabla, aunque tradicionalmente se lo ubica en el grupo 1 junto con los metales alcalinos.

El elemento hidrógeno, a presión y temperatura ambientes, es un gas incoloro e inodoro constituido por moléculas diatómicas (H_2). Es el más liviano de todos los gases conocidos.

	1
1	H
2	Li
3	Na
4	K
5	Rb
6	Cs
7	Fr

• *Los metales alcalinos*

La C.E.E general de los elementos de este grupo es ns^1, por lo cual tienen un único electrón en el nivel más externo. Tienen tendencia a formar iones monopositivos (carga 1+) por pérdida de dicho electrón. Presentan en alto grado las características metálicas y gran reactividad química. Reaccionan violentamente con el agua generando sustancias con propiedades básicas.

Los iones sodio (Na^+) se encuentran en el agua de mar y en grandes yacimientos de sal (salinas), formando compuestos que en su mayoría son solubles en agua.

Grupo 2 (2A)

• *Los metales alcalinotérreos*

Presentan claras características metálicas, aunque en menor medida que las de los metales alcalinos. La C.E.E general es ns^2, es decir, tienen dos electrones en su capa más externa y su pérdida origina iones positivos con carga 2+.

Se hallan en la naturaleza formando diversas sustancias, como cloruro de calcio, sulfato de bario, etc. Muchas de estas sustancias, a diferencia de las del grupo 1, son insolubles en agua.

	2
1	
2	Be
3	Mg
4	Ca
5	Sr
6	Ba
7	Ra

Grupo 13 (3A)

• *Grupo del boro*

La configuración electrónica general del último nivel de los átomos de los elementos de este grupo (C.E.E.) es ns^2np^1, es decir, tienen 3 electrones en su nivel más externo. Se lo conoce también como grupo del aluminio, por ser éste el elemento más importante por sus múltiples aplicaciones, aunque no es el primero del grupo. Con excepción del boro, que tiene propiedades no metálicas, los demás elementos de este grupo presentan propiedades metálicas típicas.

	13
1	
2	B
3	Al
4	Ga
5	In
6	Tl

GRUPO 14 (4A)

	14
1	
2	C
3	Si
4	Ge
5	Sn
6	Pb

• ***Grupo del carbono***

Los átomos de los elementos de este grupo tienen 4 electrones externos, siendo su C.E.E. general ns^2np^2.

Los dos primeros elementos de este grupo son probablemente los más importantes. Ambos son no metales: el carbono, que forma compuestos que constituyen la base de la materia viva, y el silicio, cuyos compuestos minerales están en casi toda la corteza terrestre. Los restantes elementos del grupo son metales.

GRUPO 15 (5A)

	15
1	
2	N
3	P
4	As
5	Sb
6	Bi

• ***Grupo del nitrógeno***

Los átomos de los elementos de este grupo presentan la C.E.E. ns^2np^3, es decir, tienen 5 electrones en su último nivel. Al recorrer este grupo de arriba hacia abajo van cambiando ostensiblemente las propiedades metálicas de los elementos. En efecto, tanto el nitrógeno como el fósforo son dos no metales típicos, el arsénico y el antimonio tienen propiedades intermedias, y el bismuto, que es el elemento más pesado del grupo, es metálico.

GRUPO 16 (6A)

	16
1	
2	O
3	S
4	Se
5	Te
6	Po

• ***Calcógenos (Grupo del oxígeno)***

Los átomos de los elementos de este grupo tienen la C.E.E. ns^2np^4 correspondiente a 6 electrones en su nivel más externo. Esto significa que si de algún modo uno de ellos adquiriera dos electrones adicionales, tendría igual configuración electrónica que el gas noble de su mismo período. Esto hace que los átomos de estos elementos tengan tendencia a formar iones dinegativos.

GRUPO 17 (7A)

	17
1	
2	F
3	Cl
4	Br
5	I
6	At

• ***Los halógenos***

La configuración electrónica externa general (ns^2np^5) nos indica que poseen 7 electrones externos, es decir, uno menos que los gases nobles. Por esta razón, los átomos de los halógenos presentan gran tendencia a ganar un electrón dando lugar a iones negativos monovalentes (una sola carga). Son no metales típicos aunque el astato (At), el elemento más pesado del grupo, presenta algunas características metálicas.

GRUPO 18 (8A)

• ***Los gases nobles***

Todos estos elementos a presión y temperatura ambientes son gases, que se encuentran en pequeñas cantidades en la atmósfera. Sus moléculas son monoatómicas y sus átomos tienen todos sus niveles completos. Presentan la configuración electrónica exterior ns^2np^6 con 8 electrones en

	18
1	He
2	Ne
3	Ar
4	Kr
5	Xe
6	Rn

su último nivel, salvo el caso del helio que sólo posee 2 electrones y cuya C.E. es $1s^2$. Esta configuración les confiere gran estabilidad y escasa reactividad química, por lo cual también se los conoció como gases inertes. No existen otros elementos que presenten estas características.

Elementos de transición (bloque d)

Son aquellos elementos cuyos átomos tienen su electrón diferencial en un orbital d del penúltimo nivel (n-1). Es decir, van completando el orbital d del nivel n-1.

Ocupan los períodos cuarto, quinto, sexto y séptimo y están comprendidos dentro de los grupos que van desde el 3 hasta el 12, que se hallan en el centro de la tabla.

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
4										
5										
6										
7										

GRUPO 3 - 12 (1B - 8B)

Los elementos de transición aparecen recién en el cuarto período y es el escandio (Sc) el primer representante de esta serie.

Son todos metales, algunos muy conocidos como Fe, Cu, Zn, Ag, Au y Hg. Además de las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo, presentan similares propiedades físicas dentro de un mismo período, conocidas como analogías horizontales.

Elementos de transición interna (bloque f)

Los átomos de estos elementos tienen su electrón diferencial ubicado en un orbital f del antepenúltimo nivel (n-2), que es el que están completando. Van llenando los orbitales 4f (lantánidos) y 5f (actínidos). Están situados al pie de la tabla, y constituyen las series de los lantánidos y de los actínidos, de 14 elementos cada una, también denominados tierras raras. Pertenecen a los períodos 6 y 7 de la tabla aunque el grupo no está definido. Las propiedades de los miembros de cada serie son muy semejantes y también se registran analogías entre los elementos de ambas series.

5_PROPIEDADES PERIÓDICAS

Hay una serie de propiedades de los elementos, que están relacionadas con la configuración electrónica del nivel más externo de los átomos que los constituyen. Estas propiedades varían regularmente en forma periódica a lo largo de la tabla y son denominadas propiedades periódicas. Entre ellas podemos citar el *radio atómico, el radio iónico, la energía de ionización y la electronegatividad.*

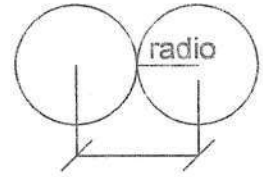
El estudio de estas propiedades nos ayudará a explicar las propiedades físicas y químicas de los elementos, como así también la formación de diversas sustancias.

Radio atómico

Si consideráramos al átomo como una pequeña esfera, podríamos estimar su tamaño a través

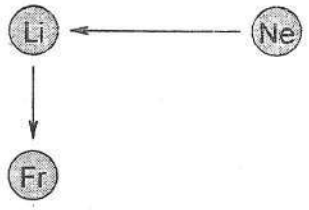
de su radio. Dado que la nube electrónica no tiene un límite definido, no es posible determinar el radio atómico como la distancia entre el centro del núcleo y el nivel más externo. El método más efectivo para evaluar dicho radio consiste en determinar experimentalmente la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos iguales adyacentes, ya sea en una molécula diatómica simple o en un cristal metálico. De todas maneras, es importante destacar que el radio de un átomo depende esencialmente de la fuerza relativa con que el núcleo atrae hacia sí a los electrones más externos.

En la Tabla 4.2 se muestra un esquema de la Tabla Periódica con los valores de los radios atómicos de los elementos representativos, expresados en picometros (1pm = 10^{-12}m).



	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H 37							He 31
2	Li 157	Be 112	B 90	C 77	N 75	O 73	F 71	Ne 70
3	Na 191	Mg 160	Al 143	Si 118	P 110	S 102	Cl 99	Ar 98
4	K 235	Ca 197	Ga 153	Ge 139	As 122	Se 117	Br 114	Kr 110
5	Rb 250	Sr 215	In 166	Sn 158	Sb 159	Te 135	I 133	Xe 130
6	Cs 272	Ba 224	Tl 171	Pb 175	Bi 170	Po 164	At 142	Rn 140

Tabla 4.2: Radio atómico de los elementos representativos, expresado en picometros. Estos datos difieren según los métodos utilizados para determinarlos y la bibliografía consultada.



Variación del radio átomico en un período y en un grupo

En líneas generales podemos observar:

- En cada período, el radio atómico aumenta de derecha a izquierda, como lo indican las flechas en los casilleros sombreados de la izquierda.
- En cada grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo, como se indica mediante las flechas en los casilleros sombreados al pie.

Para interpretar las variaciones que experimenta el radio atómico, analizaremos lo que ocurre en un período y en un grupo.

En un período: tomemos por ejemplo los elementos del segundo período, que se muestran en la Tabla 4.3.

Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Número atómico	3	4	5	6	7	8	9	10
carga nuclear	+3	+4	+5	+6	+7	+8	+9	+10
C.E.E. (n = 2)	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2\ 2p^1$	$2s^2\ 2p^2$	$2s^2\ 2p^3$	$2s^2\ 2p^4$	$2s^2\ 2p^5$	$2s^2\ 2p^6$
n	2	2	2	2	2	2	2	2

Tabla 4.3: Características de los elementos del segundo período.

**Estrictamente hablando deberíamos considerar la carga nuclear efectiva, pero estimamos que no es necesario para una explicación elemental.*

A medida que recorremos el período de izquierda a derecha, observamos que el número atómico Z crece progresivamente, aumentando en consecuencia la carga nuclear* (número de protones). En cambio, el número cuántico principal n de la capa externa permanece constante (n =2). Los electrones más externos están en el mismo nivel, siendo atraídos por una carga positiva cada vez mayor. Así por ejemplo, el átomo de F que tiene 9 protones en su núcleo, atrae con mayor intensidad a cada uno de sus electrones externos que el del Li que sólo tiene 3 protones. En consecuencia, el radio atómico del F es menor que el del Li. Por lo tanto, el radio atómico disminuye del litio al neón.

En un grupo: analicemos los datos correspondientes a los elementos del grupo 1 (metales alcalinos), que se muestran en la Tabla 4.4.

Elemento	Número atómico	Carga nuclear	C.E.E	n
Li	3	+3	$2s^1$	2
Na	11	+11	$3s^1$	3
K	19	+19	$4s^1$	4
Rb	37	+37	$5s^1$	5
Cs	55	+55	$6s^1$	6

Tabla 4.4: Características de los elementos del grupo 1 (metales alcalinos).

Al descender en el grupo 1, aumenta el valor del número atómico y el del número cuántico n del nivel más externo. Por lo tanto, crece el tamaño del orbital s, donde se halla el electrón más externo, aumentando el radio atómico.

Por otra parte, también aumenta la carga nuclear, que atraerá más intensamente al electrón más externo, lo que haría disminuir el radio. En este caso, debemos considerar que el aumento del tamaño del orbital, predomina sobre la contracción del radio debido al aumento de la carga nuclear. Un comportamiento semejante se observa en los restantes grupos de la tabla.

Ejemplo 4.1:
Ordenar los siguientes elementos según sus radios atómicos crecientes:

a) $_3Li$, $_9F$, $_{19}K$
b) $_{11}Na$, $_{17}Cl$, $_{35}Br$

a) Comparemos primero los radios atómicos del Li y el F, que pertenecen al mismo período. De acuerdo con lo visto, como el F tiene mayor número atómico, su radio será menor:

$$r(F) < r(Li) \quad (1)$$

Por otra parte como el Li y el K pertenecen al mismo grupo, dado que el número atómico del Li es menor que el del K, también lo es su radio atómico:

$$r(Li) < r(K) \quad (2)$$

De (1) y (2) concluimos: $r(F) < r(Li) < r(K)$.

b) El Na y el Cl pertenecen al mismo período y como el Cl tiene mayor número atómico, su radio es menor:

$$r(Cl) < r(Na) \quad (3)$$

Además el Cl y el Br pertenecen al mismo grupo siendo el Cl el de menor radio dado que tiene el menor número atómico:

$$r(Cl) < r(Br) \quad (4)$$

Comparando (3) y (4) resulta evidente que no podemos establecer una relación entre el r(Na) y r(Br).

Radio iónico

Los átomos de muchos elementos, en determinadas circunstancias, pueden ganar o perder electrones originando partículas cargadas eléctricamente.

Un ion es toda partícula cargada eléctricamente, que puede estar formada por un átomo o un grupo de átomos. Si el ion tiene carga negativa recibe el nombre de anión. Por ejemplo: Cl^-: anión cloruro; S^{2-}: anión sulfuro; SO_4^{2-}: anión sultato. Si el ion tiene carga positiva se denomina

catión. Por ejemplo: K^+: catión potasio; Ca^{2+}: catión calcio; NH_4^+: catión amonio. Como podemos apreciar en estos ejemplos, los iones pueden ser monoatómicos o poliatómicos.

Cuando un átomo se transforma en un ion, se produce un cambio en su tamaño. El radio de un ion se denomina **radio iónico**. En el siguiente cuadro, se muestran los valores de radios atómicos y de radios iónicos de algunos elementos alcalinos y halógenos.

Átomo	Li	Na	K	F	Cl	Br
radio atómico (pm)	157	191	235	71	77	114
Ion	Li^+	Na^+	K^+	F^-	Cl^-	Br^-
radio iónico (pm)	78	98	133	136	181	196

De la observación del cuadro anterior, podemos concluir:

- El radio del catión es menor que el de su átomo.
- El radio del anión es mayor que el de su átomo.
- En general, si un átomo de un elemento origina aniones y cationes se verifica que:

$$r_{catión} < r_{átomo} < r_{anión}$$

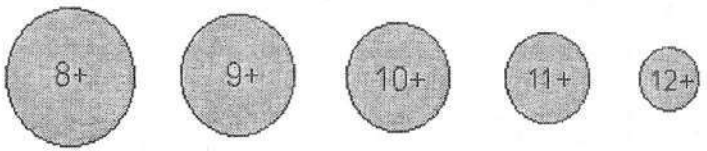
Los cationes se originan por la pérdida de electrones de los niveles más externos del átomo. Esto significa que al producirse el catión el tamaño de la nube electrónica se reduce. Por consiguiente, el radio del catión disminuye respecto del átomo que lo originó. Cuando se forma el anión se produce una ganancia de electrones en el nivel más externo del átomo, provocando una mayor repulsión electrónica, con la consiguiente expansión del radio.

SERIES ISOELECTRÓNICAS

Cuando se producen los iones éstos adquieren la configuración del gas noble más cercano lo cual les confiere estabilidad. Así la C.E. del catión $_{19}K^+$: $1s^22s^22p^63s^23p^6$, es igual a la del gas noble que le precede en la Tabla ($_{18}Ar$). La C. E. del anión $_{17}Cl^-$: $1s^22s^22p^63s^23p^6$, es también igual a la del $_{18}Ar$ que es el gas noble que le sigue. Estas tres especies: K^+, Ar y Cl^- tienen igual número de electrones por lo cual se dice que son isoelectrónicas.

Una serie isoelectrónica es una secuencia de especies que tienen igual número de electrones pero difieren en su carga nuclear. El radio de las especies isoelectrónicas disminuye con el incremento de la carga nuclear, ya que el mismo número de electrones es atraído por una carga

positiva cada vez mayor. Por ejemplo, las especies $_8O^{2-}$, $_9F^-$, $_{10}Ne$, $_{11}Na^+$ y $_{12}Mg^{2+}$ que tienen diez electrones cada una, constituyen una serie isoelectrónica y sus radios varían según:



$_8O^{2-}$ $_9F^-$ $_{10}Ne$ $_{11}Na^+$ $_{12}Mg^{2+}$

Energía de ionización

Para quitar un electrón de un átomo, hay que suministrarle energía suficiente para vencer la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre él. La energía necesaria no es la misma para los átomos de todos los elementos.

Es la mínima energía que hay que entregar a un átomo en estado gaseoso para lograr la separación de un electrón en su estado fundamental.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN (E_i)

El electrón que necesite menor energía para ser removido, será el menos atraído por el núcleo. Además, se considera que el átomo debe estar en estado gaseoso, porque en caso contrario, sería necesario suministrarle energía adicional para llevarlo a ese estado, y para poder efectuar comparaciones debemos partir del mismo estado.

La energía asociada al proceso de remoción de un único electrón se conoce como energía de primera ionización. La necesaria para extraer un segundo electrón, se llama energía de segunda ionización y así sucesivamente. Las energías de ionización se pueden determinar experimentalmente y sus valores se expresan en kj/mol de átomos (kilojoule/mol), en unidades SI.

En la Tabla 4.5 se muestra un esquema de la Tabla Periódica con los valores de las energías de primera ionización de los elementos representativos expresados en kj/mol.

Mediante las flechas en los casilleros sombreados de la izquierda se indica el sentido en que aumenta la energía de ionización a lo largo de cada período y en los casilleros de abajo, el de cada grupo.

		1	2	13	14	15	16	17	18
→	1	H 1312							He 2372
→	2	Li 520	Be 900	B 801	C 1086	N 1402	O 1314	F 1681	Ne 2081
→	3	Na 496	Mg 738	Al 578	Si 787	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
→	4	K 419	Ca 590	Ga 579	Ge 762	As 944	Se 941	Br 1140	Kr 1351
→	5	Rb 403	Sr 550	In 558	Sn 709	Sb 832	Te 869	I 1008	Xe 1170
→	6	Cs 376	Ba 503	Tl 589	Pb 716	Bi 772	Po 812	At ----	Rn 1037
→	7	Fr ----	Ra 509						
		↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑	↑

Tabla 4.5: Energías de primera ionización, expresadas en kj/mol, de los elementos representativos.

El análisis de los valores presentados nos permite concluir:

- En cada período la energía de ionización aumenta, en general, de izquierda a derecha. Alcanza el máximo valor en cada gas noble y desciende bruscamente al pasar al primer elemento del grupo siguiente. Este aumento general de la energía de ionización en cada período, presenta algunas excepciones. Esto ocurre, por ejemplo, con elementos del segundo y del decimoquinto grupo, al pasar al elemento siguiente.

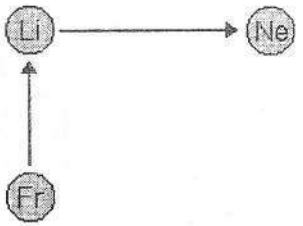
- En cada grupo la energía de ionización aumenta regularmente de abajo hacia arriba; también existen algunas excepciones.

- Las variaciones que experimenta la energía de ionización en un período y en un grupo, van en sentido inverso a las de los radios atómicos.

En un período: a medida que aumenta el número atómico en el período, los electrones van completando el mismo nivel (n es constante). Como la carga nuclear es cada vez mayor, la

fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre cada uno de los electrones externos aumenta y se requiere más energía para extraerlos. Esto explica que, en general, la energía de ionización aumenta al recorrer un período de izquierda a derecha.

En un grupo: al aumentar el número atómico en el grupo, aumenta el número cuántico principal n del nivel exterior y por lo tanto el radio atómico. Como los electrones del nivel más externo se hallan más alejados del núcleo, son menos atraídos por éste y por lo tanto se requiere menos energía para separarlos. En consecuencia, en un grupo la energía de ionización aumenta de abajo hacia arriba.



Aumento de la energía de ionización en el segundo período y en el primer grupo.

Ejemplo 4.2

Ordenar los siguientes elementos según sus valores de energía de ionización creciente:

$$_{12}Mg\ ;\ _{17}Cl\ ;\ _{20}Ca$$

El Mg y el Cl pertenecen al mismo período. Como el Cl tiene mayor número atómico, su carga nuclear también es mayor. Por lo tanto, atrae con más intensidad sus electrones externos y se requiere más energía para arrancar un electrón del Cl que del Mg:

$$Ei(Cl) > Ei(Mg) \quad (1)$$

Por otra parte el Mg y el Ca son del mismo grupo y como el Ca tiene mayor radio, sus electrones externos están más alejados del núcleo y se separarán más fácilmente que los del Mg. Por lo tanto:

$$Ei(Ca) < Ei(Mg) \quad (2)$$

De (1) y (2) concluimos:

$$Ei(Ca) < Ei(Mg) < Ei(Cl)$$

Electronegatividad

La electronegatividad es una propiedad sumamente útil para estudiar la manera en que los átomos se unen entre sí para formar diversas sustancias y está relacionada con la energía de ionización. Se pone de manifiesto cuando un átomo participa de un enlace con otro átomo. En esta sección nos limitaremos a definirla y a analizar la variación de sus valores.

Cap. 5

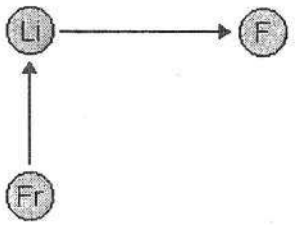
La electronegatividad es la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace con otro átomo.

En el Capítulo 5 veremos la aplicación de esta propiedad a las uniones químicas. Se han ideado diversos métodos para determinar valores de electronegatividades de los elementos. El más difundido es el de Linus Pauling, quien asignó arbitrariamente al elemento más electronegativo, el flúor, el valor 4,0. Los valores de las electronegatividades de los demás elementos se obtienen tomando el valor del flúor como referencia. Dado que la electronegatividad mide valores relativos se expresa mediante números sin unidades.

De esta manera quedó establecida la escala de electronegatividades de Pauling, como se muestra en la Tabla 4.6.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	H 2,1																	He -
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3.0	O 3,5	F 4,0	Ne -
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar -
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr -
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe -
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn -

Tabla 4.6: Valores de electronegatividad de algunos elementos según la escala de Pauling.



Aumento de la electronegatividad en un período y un grupo. Como podemos observar, esta variación coincide con la que presenta la energía de ionización.

De acuerdo con lo observado en la Tabla 4.6 concluimos:

- En cada período la electronegatividad crece, en líneas generales, de izquierda a derecha.
- En cada grupo la electronegatividad aumenta, en general, de abajo hacia arriba.
- No se le asignan valores de electronegatividad a los gases nobles, debido a su escasa reactividad.

Para explicar brevemente las variaciones que experimenta la electronegatividad podemos decir:

En un período, la tendencia de los átomos a captar electrones para adquirir configuración del gas noble más próximo aumenta de izquierda a derecha y por lo tanto también la electronegatividad.

En un grupo, el radio atómico disminuye de abajo hacia arriba, con lo cual crece la fuerza del núcleo para atraer electrones y, por consiguiente, la electronegatividad aumenta en ese sentido.

En la Figura 4.5 se muestra un esquema de la Tabla Periódica, donde se resumen las tendencias de variación de las propiedades vistas.

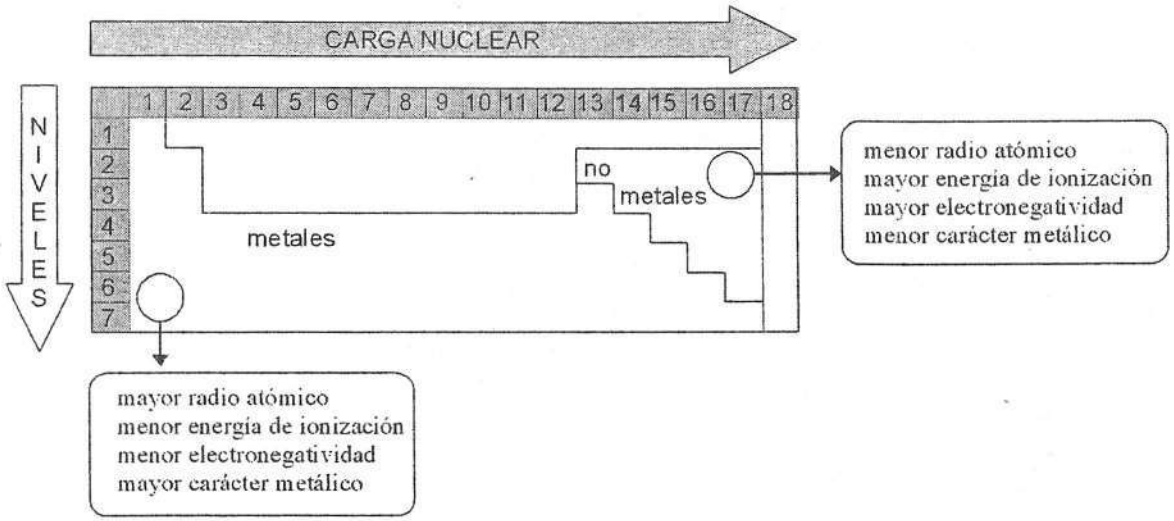


Figura 4.5: Esquema de la Tabla Periódica en la que se muestran las tendencias de variación de las propiedades periódicas.

En general, los átomos de los metales tienen pocos electrones en su nivel externo, y tienen bajos valores de energía de ionización y de electronegatividad. Por estas razones, los metales tienen gran tendencia a formar cationes estables.

Los átomos de los elementos de carácter no metálico tienen, en general, mayor número de electrones en su nivel más externo, son más grandes y poseen altos valores de energía de ionización y de electronegatividad. Tienden a formar aniones estables.

EJERCICIOS

1_ Adjudicar a cada número atómico que aparece a la izquierda, la letra correspondiente al tipo de elemento que figura a la derecha.

Z = 14	a: metal de transición
Z = 10	b: gas noble
Z = 30	c: elemento representativo
Z = 36	d: elemento de transición interna

2_ Completar el siguiente cuadro, utilizando la Tabla Periódica.

Elemento	Z	masa atómica	Período	Grupo	Nombre del Grupo	Metal
sodio				1		
			6		halógenos	no
			4	11		
	18					
	92					

3_ La C.E. $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$, corresponde a:

a) un actínido
b) un gas noble
c) un metal de transición
d) un halógeno
e) ninguno de los elementos mencionados

4_ Completar el siguiente cuadro:

configuración electrónica	Z	Período	Grupo	tipo de elemento
	4			
		4	16	
		3		halógenos
C.E.E. $4s^2 4p^6$				
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$				

5_ Seleccionar usando la C.E. entre los elementos que tienen los números atómicos siguientes: 2; 9; 12; 17; 21; 37; 55.

a) los del mismo período
b) los del mismo grupo

6_ Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son verdaderas o falsas:

a) la C.E.E. del cuarto halógeno es: $5s^2 5p^5$.

b) todos los átomos del tercer metal alcalino, tienen 11 protones en sus núcleos.

c) la C.E. del elemento del cuarto período y grupo 4 es: [Ar] $4s^2$ $3d^2$.

d) los átomos del elemento del segundo período y grupo 15 tienen 3 electrones en su nivel más externo.

e) el elemento X cuyo nucleído ^{37}X tiene 20 neutrones en su núcleo, es el segundo halógeno.

7_ Escribir la C.E.E. del último elemento de transición del cuarto período.

8_ Indicar en el siguiente esquema de la Tabla Periódica:

a) los elementos que constituyen el tercer y el cuarto período.

b) el segundo metal alcalino.

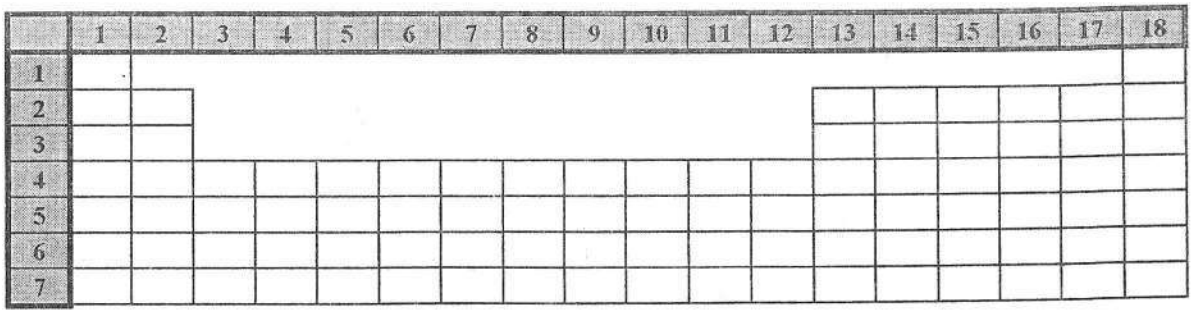
c) el tercer halógeno.

d) el primer elemento de transición.

e) los elementos cuyos números atómicos son: 19, 13, 48 y 92.

f) el elemento cuya C.E es: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^3$.

g) el elemento cuya C.E.E. es $4s^2 4p^6$.



9_ Dados los siguientes elementos:

Se (C.E.E.: $4s^2$ $4p^4$); K (Z = 19); F (Z = 9)

ordenarlos según el valor creciente de:

a) sus radios atómicos.

b) sus energías de ionización.

10_ Indicar la respuesta correcta. Dados un anión y un catión de átomos distintos, pero isoelectrónicos entre sí, podemos afirmar que:

a) tienen el mismo radio.

b) el anión tiene mayor radio.

c) el catión tiene mayor radio.

d) el ion que corresponde al elemento de mayor Z tiene mayor radio.

e) ninguna de las afirmaciones es correcta.

11_ Dadas las siguientes proposiciones, indicar si son verdadèras o falsas:

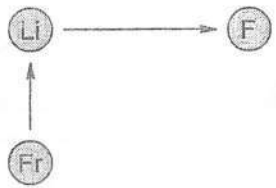
a) el radio atómico del $_{12}Mg$ es menor que el del $_{16}S$.

b) los átomos $_{12}Mg$ y $_{20}Ca$ originan cationes de igual radio.

c) dados los elementos: A (C.E. $1s^2 2s^2 2p^5$) y E (C.E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$), es : Ei (A) > Ei (E).

d) de todos los metales alcalinos, el átomo de mayor Z pierde un electrón con mayor facilidad.

12_ El esquema adjunto representa el aumento que experimenta en la Tabla:



a) la electronegatividad.

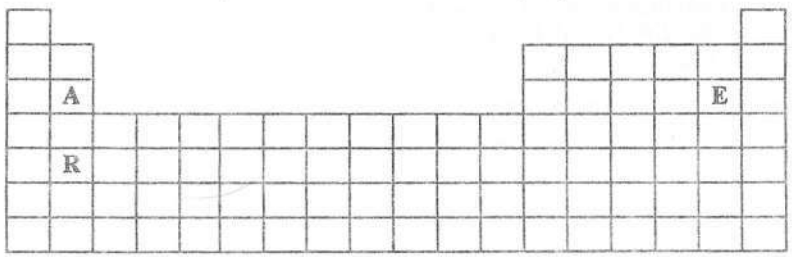
b) el número atómico.

c) el radio atómico.

d) el número de protones.

e) ninguna de las respuestas es correcta.

13_ En el siguiente esquema de la Tabla Periódica, se indican tres elementos: A, E y R.



Indicar cuál de los tres elementos indicados:

a) tiene menor radio atómico.

b) es el más electronegativo.

c) tiene mayor carácter metálico.

d) produce cationes con más facilidad.

14_ El nucleido ^{16}X del elemento X produce un anión divalente que posee 10 electrones. Determinar:

a) la configuración electrónica de X.

b) el período y el grupo de X.

c) el número de neutrones del núcleo del isótopo ^{17}X.

15_ Un átomo del elemento X pierde dos electrones formando un ion isoelectrónico con el tercer gas noble. Determinar:

a) el número de masa del isótopo de X que tiene 21 neutrones en su núcleo.

b) la C.E.E. del elemento que antecede a X en la Tabla Periódica.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

3_ b)

5_ a) 2 y 9; 12 y 17 b) 2, 37 y 55

6_ a) V b) F c) V d) F e) V

9_ a) $r(F) < r(Se) < r(K)$ b) $E_{i(K)} < E_{i(Se)} < E_{i(F)}$

10_ b)

11_ a) F b) F c) V d) V.

12_ a)

13_ a): E b): E c): R d): R

14_ a) $[He]\ 2s^2\ 2p^4$ b) 2 y 16 c) 9

15_ a) 41 b) $4s^1$

APÉNDICE DEL CAPÍTULO 4

Lista de elementos y sus masas atómicas

La siguiente tabla de masas atómicas está basada en el informe de la IUPAC de 1995.

Los números que aparecen entre corchetes indican el número de masa del nucleido de más larga vida del elemento conocido.

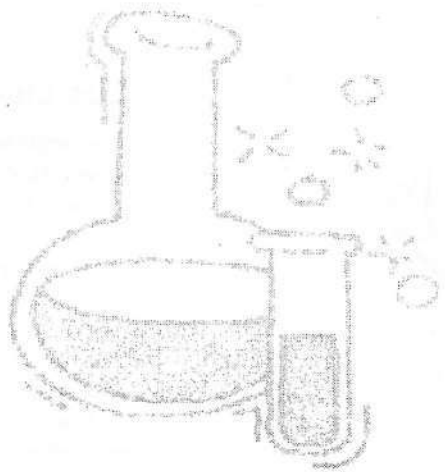
Los nombres de los elementos 101 al 109 fueron acordados en 1997, según las últimas recomendaciones de la IUPAC. Los nombres y símbolos de los elementos 110, 111 y 112, 114, 116 y 118, están bajo revisión. Los elementos 114, 116 y 118 son de reciente descubrimiento.

Número atómico	Símbolo	Nombre	Masa atómica (u)
1	H	hidrógeno	1,00794
2	He	helio	4,002602
3	Li	litio	6,941
4	Be	berilio	9,012182
5	B	boro	10,811
6	C	carbono	12,0107
7	N	nitrógeno	14,00674
8	O	oxígeno	15,9994
9	F	flúor	18,9984032
10	Ne	neón	20,1797
11	Na	sodio	22,989770
12	Mg	magnesio	24,3050
13	Al	aluminio	26,981538
14	Si	silicio	28,0855
15	P	fósforo	30,973761
16	S	azufre	32,066
17	Cl	cloro	35,4527
18	Ar	argón	39,948
19	K	potasio	39,0983
20	Ca	calcio	40,078
21	Sc	escandio	44,955910
22	Ti	titanio	47,867
23	V	vanadio	50,9415
24	Cr	cromo	51,9961
25	Mn	manganeso	54,938049
26	Fe	hierro	55,845
27	Co	cobalto	58,933200
28	Ni	níquel	58,6934
29	Cu	cobre	63,546
30	Zn	zinc	65,39
31	Ga	galio	69,723
32	Ge	germanio	72,61
33	As	arsénico	74,92160
34	Se	selenio	78,96
35	Br	bromo	79,904
36	Kr	kriptón	83,80
37	Rb	rubidio	85,4678
38	Sr	estroncio	87,62
39	Y	itrio	88,90585
40	Zr	circonio	91,224
41	Nb	niobio	92,90638
42	Mo	molibdeno	95,94
43	Tc	tecnecio	[98]
44	Ru	rutenio	101,07
45	Rh	rodio	102,90550
46	Pd	paladio	106,42
47	Ag	plata	107,8682
48	Cd	cadmio	112,411
49	In	indio	114,818
50	Sn	estaño	118,710
51	Sb	antimonio	121,760
52	Te	telurio	127,60
53	I	iodo	126,90447
54	Xe	xenón	131,29
55	Cs	cesio	132,90545
56	Ba	bario	137,327

Número atómico	Símbolo	Nombre	Masa atómica (u)
57	La	lantano	138,9055
58	Ce	cerio	140,116
59	Pr	praseodimio	140,90765
60	Nd	neodimio	144,24
61	Pm	promecio	[145]
62	Sm	samario	150,36
63	Eu	europio	151,964
64	Gd	gadolinio	157,25
65	Tb	terbio	158,92534
66	Dy	disprosio	162,50
67	Ho	holmio	164,93032
68	Er	erbio	167,26
69	Tm	tulio	168,93421
70	Yb	iterbio	173,04
71	Lu	lutecio	174,967
72	Hf	hafnio	178,49
73	Ta	tantalio	180,9479
74	W	wolframio o tungsteno	183,84
75	Re	renio	186,207
76	Os	osmio	190,23
77	Ir	iridio	192,217
78	Pt	platino	195,078
79	Au	oro	196,96655
80	Hg	mercurio	200,59
81	Tl	talio	204,3833
82	Pb	plomo	207,2
83	Bi	bismuto	208,98038
84	Po	polonio	[209]
85	At	astato	[210]

Número atómico	Símbolo	Nombre	Masa atómica (u)
86	Rn	radón	[222]
87	Fr	francio	[223]
88	Ra	radio	[226]
89	Ac	actinio	[227]
90	Th	torio	232,0381
91	Pa	protactinio	231,03588
92	U	uranio	238,0289
93	Np	neptunio	[237]
94	Pu	plutonio	[244]
95	Am	americio	[243]
96	Cm	curio	[247]
97	Bk	berkelio	[247]
98	Cf	californio	[251]
99	Es	einsteinio	[252]
100	Fm	fermio	[257]
101	Md	mendelevio	[258]
102	No	nobelio	[259]
103	Lr	laurencio	[262]
104	Rf	rutherfordio	[261]
105	Db	dubnio	[262]
106	Sg	seaborgio	[263]
107	Bh	bohrio	[262]
108	Hs	hassio	[265]
109	Mt	meitnerio	[266]
110	Uun	ununnilio	[269]
111	Uuu	unununio	[272]
112	Uub	ununbio	[277]
114	Uuq	ununquadio	[285]
116	Uuh	ununhexio	[289]
118	Uuo	ununoctio	[293]

5 ENLACES QUÍMICOS



1. **INTRODUCCIÓN**
   - Los electrones de valencia
   - Los símbolos de Lewis
2. **LOS ENLACES QUÍMICOS**
   - Las primeras teorías
   - Cómo se unen los átomos
3. **EL ENLACE COVALENTE**
   - Cómo escribir estructuras de Lewis
   - Excepciones a la regla del octeto
   - Polaridad de los enlaces
4. **EL ENLACE IÓNICO**
   - Carácter iónico parcial
   - Estructuras de Lewis de iones y de compuestos iónicos
5. **RESONANCIA**
6. **EL ENLACE METÁLICO**

1_INTRODUCCIÓN

En este capítulo estudiaremos la naturaleza de las uniones químicas, a través de los distintos enlaces que se pueden establecer entre las partículas que se unen.

Cap. 4

En el mundo que nos rodea estamos en contacto con infinidad de sustancias que se encuentran en distintos estados de agregación. Sabemos que estas sustancias están formadas por moléculas o bien por retículos cristalinos. Así, tenemos sustancias moleculares cuyas moléculas están formadas por átomos del mismo elemento como H_2, N_2, Cl_2, o de elementos distintos como H_2O, CO_2, NH_3. También hay sólidos como el diamante, la sal de mesa (NaCl), o los metales, que son agregados de numerosos átomos o iones. La existencia de todas estas sustancias nos lleva a suponer que de alguna manera los átomos de los diversos elementos se unen entre sí para formar sustancias diferentes.

Los átomos se unen para lograr una estructura más estable que la que tienen cuando están aislados.

Los electrones de valencia

Hemos visto que los átomos de los elementos de un mismo Grupo de la Tabla Periódica, a excepción del helio, tienen igual número de electrones en su nivel más externo. Dado que las propiedades químicas de los elementos de un Grupo son similares, debe existir una estrecha relación entre las propiedades químicas y el número de electrones más externos. En efecto, sólo estos electrones intervienen activamente en la formación de los enlaces químicos y son conocidos como **electrones de valencia**. Por consiguiente, al estudiar la naturaleza del enlace químico, es necesario considerar los electrones de la capa más externa del átomo. En los elementos representativos los electrones de valencia son los que constituyen la configuración electrónica externa (CEE).

Limitaremos nuestras consideraciones esencialmente a los elementos representativos, aunque conceptos similares pueden también aplicarse a los elementos de transición o de transición interna.

En la Tabla 5.1 se muestra la expresión general de la CEE y el número de electrones de valencia, para los Grupos que comprenden a los elementos representativos. Como podemos observar, los átomos de los elementos de un mismo Grupo tienen igual número de electrones en su nivel más externo, que además coincide con el último dígito del Grupo.

grupo	**1**	**2**	**13**	**14**	**15**	**16**	**17**	**18**
CEE	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8

Tabla 5.1: Expresión general de la CEE y del número de electrones de valencia de cada grupo de los elementos representativos, donde n es el período (1,2,3,4,5,6,7) en que se halla el elemento

Los símbolos de Lewis

Con el objeto de representar en forma simple y esquemática los electrones de valencia, Gilbert N. Lewis propuso una simbología ampliamente utilizada. Consiste en escribir el símbolo del elemento, rodeado por los electrones de valencia que se indican mediante puntos o cruces. En el siguiente cuadro mostramos estos símbolos para los elementos del segundo período.

Elemento	Litio	Berilio	Boro	Carbono	Nitrógeno	Oxígeno	Flúor	Neón
Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
Electrones de valencia	1	2	3	4	5	6	7	8
Símbolo de Lewis	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N·	·O·	:F·	:Ne:

Es importante señalar que en estos diagramas el símbolo del elemento representa el centro atómico o "core" del átomo, o sea el núcleo más los electrones internos.

2_LOS ENLACES QUÍMICOS

Las primeras teorías

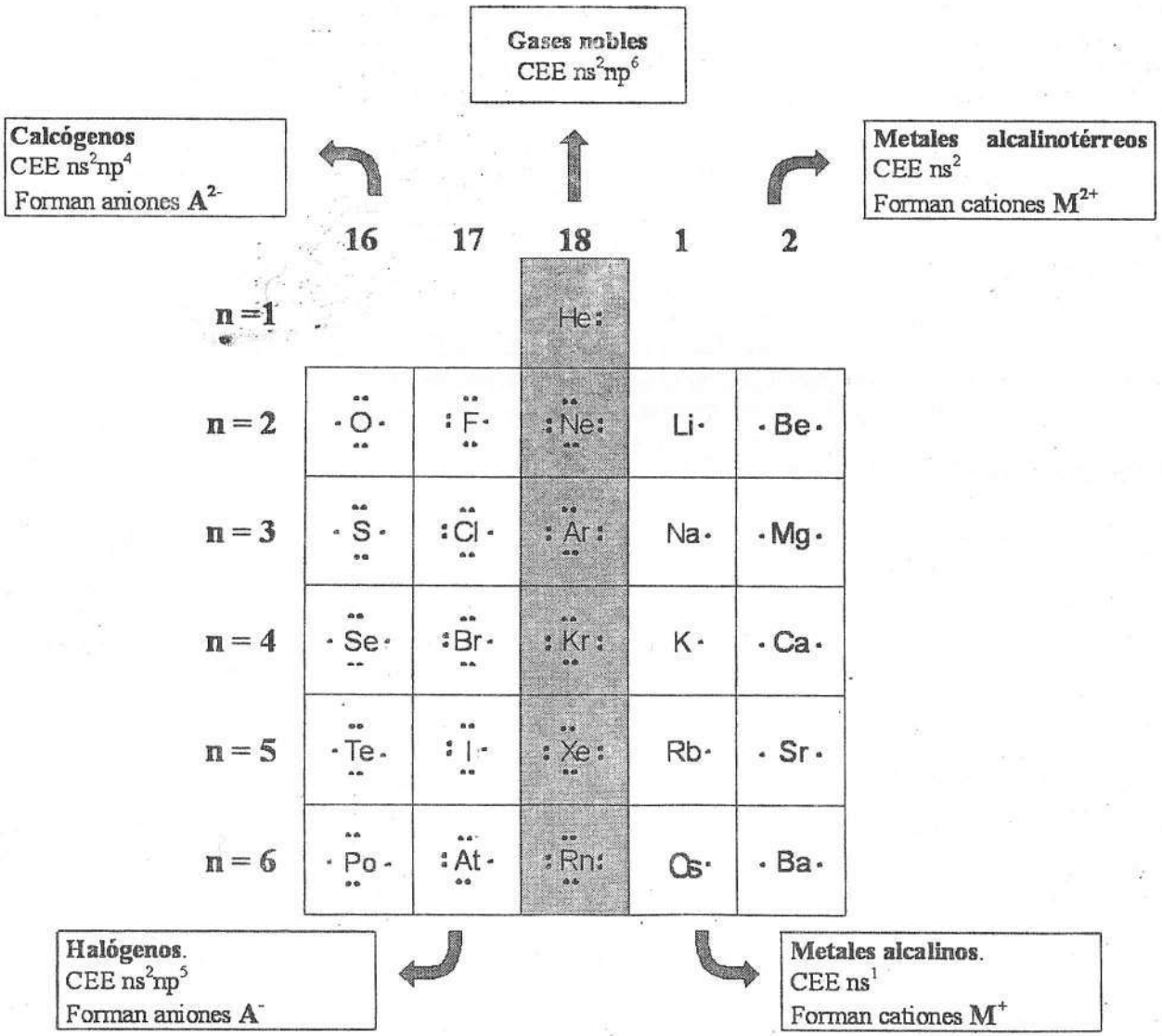
Las primeras ideas acerca de la formación de los enlaces químicos fueron aportadas por Berzelius hacia 1812. Según su teoría, los átomos de los distintos elementos poseían polos eléctricos predominantemente positivos o negativos. La unión se establecía entre los átomos con polos de signo contrario. Sin embargo, esta teoría no podía explicar la existencia de moléculas formadas por átomos del mismo elemento, como H_2, N_2 o Cl_2, ya que sus átomos tendrían "polos" del mismo signo y no se atraerían.

Una de las claves que permitió establecer la naturaleza de los enlaces químicos con mayor precisión, fue el estudio del comportamiento de los gases nobles. Los gases nobles presentan escasa reactividad química, a tal punto que sus moléculas son todas monoatómicas; esta "inactividad" química de los gases nobles se atribuye a que sus átomos tienen su nivel más externo completo. Con excepción del helio, que completa dicho nivel con sólo dos electrones, los demás gases nobles tienen el nivel más externo completo con 8 electrones cada uno. La expresión general de la CEE de estos gases es: ns^2np^6, donde n es el número cuántico principal del nivel más externo. Estas propiedades sugirieron que los átomos que de alguna manera lograran completar su nivel más externo con ocho electrones, adquirirían gran estabilidad.

En 1916, Walther Kossel y Gilbert N. Lewis, en forma independiente, señalaron que cualquier átomo podría alcanzar gran estabilidad si de algún modo adquiriese la CEE del gas noble más próximo en la Tabla Periódica.

En el esquema siguiente, representamos los símbolos de Lewis correspondientes a los gases nobles, comparados con los de los elementos de los dos grupos anteriores y de los dos posteriores de la Tabla Periódica.

Gilbert Newton Lewis
Nació el 23 de octubre de 1875 (Weymouth, EEUU). Transcurrió la mayor parte de su vida siendo profesor de Fisicoquímica en la Universidad de California en Berkeley. Murió en su laboratorio, el 23 de marzo de 1946.
Se destacó por sus teorías acerca de las uniones químicas y también por sus aportes a la teoría del comportamiento de los ácidos y de las bases.


Gases nobles
CEE ns^2np^6
Calcógenos
CEE ns^2np^4
Forman aniones A^{2-}
Metales alcalinotérreos
CEE ns^2
Forman cationes M^{2+}
16
17
18
1
2
n = 1
n = 2
n = 3
n = 4
n = 5
n = 6
He
O
F
Ne
Li
Be
S
Cl
Ar
Na
Mg
Se
Br
Kr
K
Ca
Te
I
Xe
Rb
Sr
Po
At
Rn
Cs
Ba
Halógenos.
CEE ns^2np^5
Forman aniones A^-
Metales alcalinos.
CEE ns^1
Forman cationes M^+

En el centro del cuadro ubicamos a los gases nobles que presentan su octeto completo con ocho electrones de valencia, salvo el helio que tiene dos. A la izquierda de éstos están los halógenos (grupo 17) a los que sólo les falta un electrón para completar el octeto y los calcógenos (grupo 16) a los que les faltan dos. Por ejemplo, el átomo de flúor tiene un electrón menos que el átomo de neón, mientras que el átomo de oxígeno tiene dos electrones menos que el átomo de neón. Por ello, los halógenos tienen tendencia a formar aniones mononegativos y los calcógenos aniones dinegativos, ganando uno o dos electrones respectivamente, para alcanzar la configuración estable del gas noble que les sigue.

Cap. 4

A la derecha de los gases nobles ubicamos a los metales alcalinos (grupo 1) y a los alcalinotérreos (grupo 2), cuyos átomos poseen uno y dos electrones más que el átomo del gas noble del período anterior. Por ejemplo, el átomo de litio (Li) tiene un electrón más que el átomo de helio (He), y el átomo de berilio (Be) tiene dos electrones más que el átomo de He. Así, por pérdida de un electrón, los átomos de los metales alcalinos pueden formar cationes monopositivos y los átomos de los metales alcalinotérreos, por pérdida de dos electrones, cationes dipositivos, alcanzando en ambos casos la configuración del gas noble precedente.

En otras palabras, los elementos de estos cuatro grupos (16, 17, 1 y 2) pueden alcanzar la configuración electrónica de un gas noble, por ganancia o pérdida de electrones, formando aniones o cationes respectivamente.

EL OCTETO ELECTRÓNICO

Los átomos de los elementos representativos que pertenecen a los grupos restantes (13, 14 y 15), tienen tres, cuatro y cinco electrones de valencia, respectivamente; para lograr la configuración de gas noble, necesitan ganar o perder tres, cuatro o cinco electrones. Esto hace que los átomos de los elementos de estos grupos tengan poca tendencia a ganar o perder electrones para formar iones. Sin embargo, se conocen algunos iones de estos elementos como Al^{3+} o N^{3-}. La configuración de gas noble en los elementos de estos tres grupos, puede ser alcanzada compartiendo electrones con otros átomos.

En principio, hay dos maneras por las cuales un átomo puede adquirir la configuración electrónica de gas noble:

- Cuando se comparten electrones entre dos átomos.
- Cuando un átomo transfiere electrones a otro.

Estas ideas condujeron a los científicos a establecer una afirmación conocida como regla del octeto.

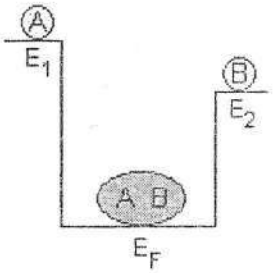
REGLA DEL OCTETO

Los átomos de los elementos tienden a unirse entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de manera que su nivel más externo se complete con ocho electrones

Esta regla indica que cuando los átomos se unen, tienden a transferir o compartir el número necesario de electrones para tener ocho en su capa más externa, salvo el átomo de hidrógeno que la completa con dos. Si bien la validez de esta regla no es universal, pues como veremos existen excepciones, constituye una buena aproximación para una explicación elemental de cómo se establecen las uniones químicas.

Cómo se unen los átomos

La formación de una unión química implica un reordenamiento de los electrones de valencia de los átomos que se unen, para dar lugar a una estructura de menor energía y por lo tanto más estable. Esto significa que en el proceso de unión entre dos átomos se libera cierta cantidad de energía (**energía de enlace**). Por ejemplo, cuando dos átomos A y B cuyas energías son E_1 y E_2, se unen para formar una sustancia AB, la energía final E_F es menor que la de los átomos individuales.



Formación del enlace AB

En las uniones químicas existen fuerzas de naturaleza electrostática, debidas a interacciones entre partículas cargadas. Como sabemos, las fuerzas pueden ser de repulsión (cargas de igual signo) o de atracción (cargas de signo opuesto).

La unión entre dos átomos se establece cuando predominan las fuerzas de atracción sobre las de repulsión (básicamente, los electrones negativos y los núcleos positivos se atraen entre sí). Las fuerzas de atracción entre cargas de signo opuesto se manifiestan también en la interacción entre cationes y aniones.

A manera de resumen de las ideas precedentes, destacamos algunas características que conducen a la formación de un enlace químico:

- La formación de un enlace implica cierto reordenamiento de los electrones de valencia de los átomos que lo forman.
- Cuando dos átomos se unen, lo hacen para alcanzar un estado más estable de menor energía. En el proceso de unión se libera energía, cuya magnitud es la misma que se requiere para la separación (energía de enlace).
- En los enlaces químicos se ponen de manifiesto fuerzas de atracción de naturaleza electrostática, correspondientes a cargas de signo opuesto.
- El estado de menor energía se logra cuando los átomos que se unen transfieren o comparten electrones entre sí cumpliendo, en lo posible, con la regla del octeto.

A continuación estudiaremos tres tipos de uniones o enlaces químicos:

- enlace covalente
- enlace iónico
- enlace metálico

3_EL ENLACE COVALENTE

Existen muchas moléculas formadas por átomos cuyos valores de electronegatividad son similares (o iguales, como en las moléculas de las sustancias simples como H_2, F_2, o N_2). Las primeras ideas para explicar cómo se unen estos átomos fueron aportadas por G. N. Lewis, quien propuso lo siguiente:

Cuando los átomos se unen, pueden alcanzar una configuración estable de gas noble compartiendo entre sí pares de electrones.

ENLACE COVALENTE

El enlace covalente es la unión que se produce entre dos átomos cuando comparten uno o más pares de electrones de valencia.

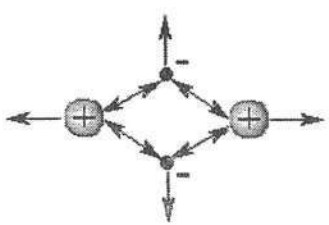
El enlace covalente generalmente se presenta entre átomos de elementos de alta y similar electronegatividad, como los elementos no metálicos, en los que no hay gran posibilidad de transferencia de electrones. Su característica esencial es que se produce por pares de electrones compartidos entre los átomos que se unen. Mediante diagramas de puntos, Lewis representó la estructura de muchas moléculas sencillas unidas por enlaces covalentes. Esta forma de representar las moléculas se conoce como fórmula o estructura de Lewis. A continuación mostraremos distintos ejemplos de moléculas con enlaces covalentes y sus estructuras de Lewis.

ENLACES COVALENTES SIMPLES

• La molécula de hidrógeno

El hidrógeno (H_2) es un gas en condiciones ambientales, formado por moléculas diatómicas, es decir, constituidas por dos átomos. Cada átomo de hidrógeno posee un núcleo con un protón (con carga positiva) y un único electrón (con carga negativa) que se halla en un orbital 1s.

Cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan aparecen fuerzas de repulsión núcleo-núcleo y electrón-electrón y fuerzas de atracción núcleo-electrón, como se muestra en la figura lateral.



Fuerzas de atracción y de repulsión entre los núcleos y los electrones en la molécula de hidrógeno

Según un modelo sencillo, podemos suponer que el enlace se produce cuando ambos átomos se aproximan hasta llegar a una distancia en la que las atracciones son máximas y las repulsiones mínimas. Cuando se alcanza esta distancia óptima, las fuerzas de atracción son mayores que las de repulsión y cada electrón es atraído por ambos núcleos. Así se produce la unión en la cual el par de electrones es compartido por los dos átomos. Esto podemos representarlo utilizando la notación de Lewis:

$$H\cdot + \cdot H \longrightarrow H:H$$

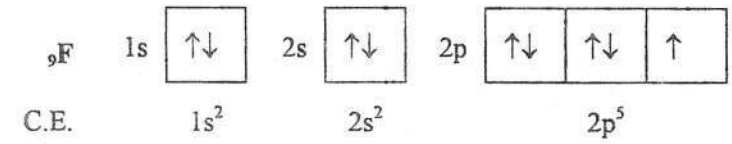
átomos de H — *mólecula de H_2*

Los dos átomos de hidrógeno comparten un par de electrones, de modo que cada uno de ellos alcanza la configuración del gas noble He, con dos electrones a su alrededor. Decimos entonces que se ha originado un enlace covalente.

El par de electrones compartidos suele representarse, por simplicidad, mediante una línea que une ambos átomos: H–H. Como en este enlace se comparte un único par de electrones, decimos que se trata de un enlace covalente simple.

• La molécula de flúor

La molécula de flúor (F_2) está formada por dos átomos de flúor (Z = 9) y cada uno de ellos posee nueve electrones que distribuiremos utilizando el diagrama de cajas:

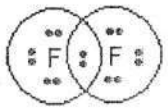


La CEE del flúor es $2s^2 2p^5$, la cual nos indica que tiene siete electrones de valencia. Utilizando la simbología de Lewis, podemos representar la molécula de F_2:

La unión se establece por un par de electrones que son compartidos por ambos átomos; de esta forma quedan ocho electrones alrededor de cada uno de ellos.

Los pares de electrones compartidos en una unión se denominan pares de electrones enlazantes, mientras que los pares de electrones que no forman parte de la unión reciben el nombre de pares no enlazantes o pares libres.

El par de electrones compartidos por los dos átomos de flúor lo representamos mediante una línea, que indica un enlace covalente simple.



Molécula de flúor
Ocho electrones alrededor de cada átomo de flúor

F—F

Enlace covalente simple

• La molécula de fluoruro de hidrógeno

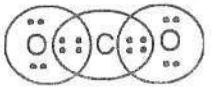
Como la molécula de fluoruro de hidrógeno (HF) está formada por un átomo de hidrógeno y uno de flúor, de acuerdo con la notación de Lewis escribimos:

En la molécula de HF hay dos electrones alrededor del átomo de hidrógeno y ocho alrededor del de flúor, estableciéndose el enlace simple por un par de electrones compartidos entre ambos átomos. Como la electronegatividad de los átomos que forman esta unión es diferente, el par de electrones compartidos por ambos es atraído con más intensidad por el átomo de flúor que es el más electronegativo. En este caso, la nube electrónica no es simétrica sino que está desplazada hacia el átomo de flúor.

Molécula de HF
Dos electrones rodean al hirdrógeno y ocho al flúor

H—F

ENLACES COVALENTES MÚLTIPLES



Molécula de CO_2
Ocho electrones alrededor de cada uno de los átomos

• La molécula de dióxido de carbono

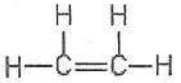
Esta molécula está formada por un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno (CO_2). El átomo de carbono tiene cuatro electrones externos y cada átomo de oxígeno seis. Escribimos los átomos en forma simétrica y distribuimos estos electrones de a pares alrededor de cada uno de ellos. Para que cada uno de los átomos alcance un octeto electrónico estable, el átomo de carbono debe compartir dos pares de electrones con cada átomo de oxígeno:

En esta molécula, decimos que el átomo de carbono está unido a cada átomo de oxígeno por un enlace covalente doble. Representamos cada unión entre el carbono y oxigeno mediante una doble línea:

• La molécula de etileno

En la molécula de etileno (C_2H_4) tenemos cuatro electrones de valencia por cada átomo de carbono y uno por cada átomo de hidrógeno. Primero colocamos un par de electrones entre los átomos de carbono y los de hidrógeno. Luego, para completar el octeto de cada carbono, ubicamos los cuatro electrones restantes entre ellos, formando un enlace doble, como indicamos en la fórmula desarrollada:

fórmula de Lewis



fórmula desarrollada

• La molécula de monóxido de azufre

En esta molécula (SO), tanto el átomo de azufre como el de oxígeno tienen 6 electrones externos. Para lograr un octeto alrededor de cada átomo, la unión se establece colocando dos pares de electrones entre el azufre y el oxígeno, formando una unión covalente doble:

fórmula molécular *fórmula de Lewis* *fórmula desarrollada*

En la unión covalente doble formada, hay dos pares de electrones compartidos.

• La molécula de dióxido de azufre

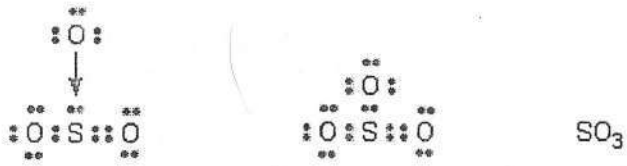
En la estructura de Lewis del SO, el átomo de azufre y el átomo de oxígeno poseen dos pares de electrones libres, y ambos átomos completan el octeto electrónico. Para formar la molécula de SO_2, otro átomo de oxígeno se une al átomo de azufre, que dispone de dos pares electrónicos libres. De este modo, se forma un nuevo enlace covalente:

fórmula de Lewis fórmula molecular

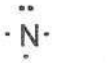
Algunos autores denominan a este tipo de unión enlace covalente coordinado, ya que la unión podría visualizarse como un par de electrones aportado por un único átomo. Una vez formado el enlace, el par electrónico es compartido por ambos átomos como en cualquier otro enlace covalente.

• La molécula de trióxido de azufre

La estructura del trióxido de azufre (SO_3), materia prima para la fabricación de explosivos y colorantes, está formada por un átomo de azufre y tres de oxígeno. Podemos simbolizar el enlace de la siguiente forma:



fórmula de Lewis fórmula molecular

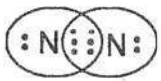


Símbolo de Lewis de un átomo de nitrógeno

• La molécula de nitrógeno

El gas nitrógeno (N_2) es el principal componente del aire; su molécula es diatómica. Cada átomo de nitrógeno posee cinco electrones en su capa más externa y necesita tres electrones más para alcanzar la estabilidad del octeto. Por lo tanto, en la molécula los dos átomos de nitrógeno deben compartir tres pares de electrones:

fórmula de Lewis fórmula desarrollada

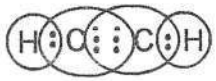


Molécula de N_2
Ocho electrones alrededor de cada átomo de N

Decimos entonces que el enlace es covalente triple, ya que se comparten simultáneamente tres pares de electrones entre ambos átomos, que representamos en la fórmula desarrollada mediante tres líneas que los unen.

• La molécula de acetileno

En la molécula de acetileno (C_2H_2) hay que distribuir en total diez electrones de valencia: dos de los dos átomos de hidrógeno y ocho de los dos átomos de carbono. Para lograr un octeto alrededor de cada átomo de carbono, éstos deben compartir entre sí tres pares de electrones, y un par con cada átomo de hidrógeno:



Molécula de acetileno
Ocho electrones alrededor de cada átomo de carbono y dos alrededor de cada hidrógeno

fórmula de Lewis

fórmula desarrollada

Existen numerosas sustancias cuyos enlaces son covalentes. Entre ellas podemos distinguir:

- **Sustancias moleculares**: Están constituidas por moléculas individuales, compuestas por átomos unidos en forma covalente. Hay una enorme variedad de sustancias moleculares, desde las más simples formadas por moléculas diatómicas, como el hidrógeno, el oxígeno, o el nitrógeno, hasta las más complejas como las proteínas, cuyas moléculas están formadas por miles de átomos. Las sustancias moleculares son muy estables y en general tienen bajos puntos de fusión y de ebullición. La mayoría de las sustancias moleculares son gases o líquidos a temperatura ambiente y las que son sólidas funden a bajas temperaturas. Prácticamente no conducen la corriente eléctrica en ningún estado de agregación.

- **Cristales covalentes**: están formados por redes atómicas, que constituyen un cristal, en el que no hay moléculas individuales, sino una red cristalina formada por numerosos átomos enlazados en forma covalente. Los ejemplos típicos de sustancias que presentan esta estructura son el diamante y el grafito. Los cristales de diamante contienen sólo átomos de carbono unidos entre sí por enlaces covalentes. Constituyen una red tridimensional formada por una cantidad enorme de átomos de carbono. El grafito también está formado por átomos de carbono unidos entre sí covalentemente, pero tiene una estructura laminar mucho menos rígida.
  El dióxido de silicio (SiO_2) conocido como sílice, es otro ejemplo de un cristal covalente. La forma cristalina más conocida de la sílice es el cuarzo, que es el principal componente de la arena.

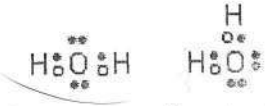
Cap. 6

Cómo escribir estructuras de Lewis

Como hemos visto, la representación esquemática de las moléculas, indicando mediante puntos todos los electrones de valencia que rodean a cada átomo, recibe el nombre de fórmula o estructura de Lewis. En ellas, los pares de electrones compartidos se indican mediante un par de puntos situados entre los átomos que se unen. Por ejemplo, la molécula de flúor presenta un par de electrones compartidos que indicamos mediante un par de puntos ubicados entre los dos átomos. Las estructuras de Lewis indican cómo están unidos los átomos unos con otros, pero no muestran las formas de las moléculas.

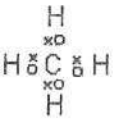
Estructura de Lewis de la molécula de flúor

La estructura de Lewis de una molécula se puede escribir de distintas maneras. Por ejemplo, la estructura de Lewis de la molécula de agua (H_2O), puede escribirse de dos formas distintas según la manera de disponer los átomos en la molécula, como se muestra en la figura adjunta. En esta estructura, el átomo de oxígeno contribuye con seis electrones de valencia y cada átomo de hidrógeno con uno. Usualmente se efectúa una distribución de los átomos de la manera más simétrica posible.



Dos maneras diferentes de escribir la estructura de Lewis de la molécula del agua

Si bien todos los electrones son indistinguibles, por razones didácticas en esta sección diferenciaremos los electrones de cada átomo. Por ejemplo, en la molécula de agua hemos representado los electrones del hidrógeno con círculos y los del oxígeno con puntos. Esta técnica puede ser útil para aprender a escribir estructuras de Lewis, aunque una vez escritas lo correcto es simbolizar a todos los electrones de la misma forma, como se mostró en la sección anterior.



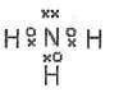
Estructura de Lewis de la molécula de metano

La molécula de metano (CH_4) está formada por un átomo de carbono que tiene cuatro electrones de valencia y cuatro átomos de hidrógeno, con uno cada uno. La estructura de Lewis de la molécula de metano nos indica que todos los electrones de valencia forman parte de las uniones que establece el carbono con los átomos de hidrógeno, por pares de electrones compartidos. Esta molécula tiene cuatro enlaces covalentes simples (C–H).

En las estructuras de Lewis de algunas moléculas como la de hidrógeno (H_2) o la de metano (CH_4) todos los electrones de valencia están comprometidos en uniones. Existen otras moléculas como la de flúor (F_2), la de agua (H_2O) o la de amoníaco (NH_3), en las cuales hay pares de electrones que forman el octeto pero no están compartidos entre los átomos que intervienen en las uniones.

PARES ELECTRÓNICOS LIBRES

Los pares de electrones que quedan sin compartir luego de establecidas las uniones suelen denominarse pares de electrones no compartidos o pares libres. Si bien los pares de electrones libres no están directamente involucrados en la formación de las uniones, deben figurar en las estructuras de Lewis. Como veremos en el próximo capítulo, estos electrones juegan un papel muy importante en la determinación de la forma de las moléculas.



Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco. El átomo de nitrógeno tiene un par de electrones libres

Para escribir las estructuras de Lewis de una molécula, debemos representar su fórmula indicando los electrones de valencia de todos los átomos de manera que haya ocho electrones alrededor de cada uno, a excepción del hidrógeno que sólo puede tener dos.

A lo largo de este capítulo presentaremos una manera sistemática de escribir las estructuras de Lewis de distintos tipos de sustancias.

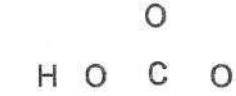
En el apéndice de este capítulo figura la nomenclatura de los distintos compuestos inorgánicos

• Oxoácidos

Para escribir la estructura de Lewis de un oxoácido como el ácido carbónico (H_2CO_3), sugerimos seguir los siguientes pasos:

1) Ubicar en el centro el símbolo del átomo menos electronegativo distinto del hidrógeno (el carbono en nuestro ejemplo) y luego colocar a su alrededor los átomos de oxígeno. Por último, colocar los átomos de hidrógeno al lado de los de oxígeno (Esquema 1).

Estructura de Lewis del ácido carbónico

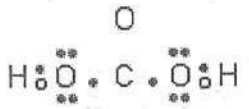


Esquema 1

2) Considerar el número de electrones de valencia de cada átomo. El átomo de carbono tiene cuatro electrones, cada átomo de hidrógeno tiene un electrón y cada átomo de oxígeno seis.

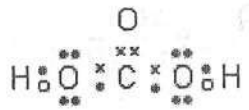
3) Comenzar representando el electrón de cada átomo de hidrógeno, por ejemplo, mediante círculos. Luego ubicar, con puntos, los seis electrones de cada uno de los átomos de oxígeno que están unidos a los átomos de hidrógeno (Esquema 2).

De esta manera cada átomo de hidrógeno adquiere una configuración electrónica externa estable con dos electrones igual a la del átomo de helio, que es el gas noble más próximo. Además, cada hidrógeno establece una unión covalente simple con cada átomo de oxígeno al que se une.



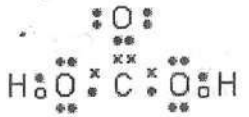
Esquema 2

4) Representar, mediante cruces, los cuatro electrones del átomo de carbono, de forma tal que dos de los mismos completan el octeto de los átomos de oxígeno y los otros dos se ubican entre el átomo de carbono y el de oxígeno restante (Esquema 3). En consecuencia, el átomo de carbono queda con seis electrones a su alrededor, faltándole dos para completar el octeto.



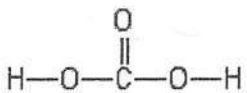
Esquema 3

5) Colocar los electrones del tercer átomo de oxígeno completando el octeto del átomo de carbono mediante un par electrónico, formando con el carbono una unión covalente doble. (Esquema 4). De esta manera obtenemos la estructura de Lewis, donde todos los átomos quedan con ocho electrones a su alrededor, salvo los de hidrógeno que tienen dos.



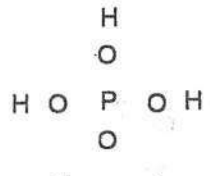
Esquema 4

El átomo de carbono comparte un par de electrones con cada uno de los dos átomos de oxígeno ubicados en este caso en los laterales, y dos pares con el átomo de oxígeno ubicado en este ejemplo en la parte superior, formando con él un enlace covalente doble. En la molécula de ácido carbónico, hay dos enlaces covalentes simples (O–H), dos covalentes simples (C–O) y uno covalente doble (C = O), como indicamos en la fórmula desarrollada:



Estructura de Lewis del ácido fosfórico

A continuación, construiremos la estructura de Lewis del ácido fosfórico (H_3PO_4).

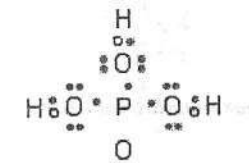


Esquema 1

1) En primer lugar distribuimos los átomos colocando el átomo de fósforo (menos electronegativo que el oxígeno) en el centro rodeado por los cuatro átomos de oxígeno, y cada uno de los tres átomos de hidrógeno al lado de uno de oxígeno (Esquema 1).

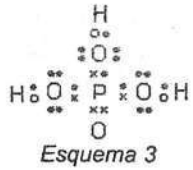
2) Cada átomo de hidrógeno tiene un electrón de valencia, cinco electrones el átomo de fósforo y cada oxígeno seis.

3) Representamos el electrón de cada átomo de hidrógeno (círculos) y luego los seis electrones de cada átomo de oxígeno (puntos) que está unido a un hidrógeno (Esquema 2).



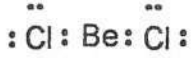
Esquema 2

4) Representamos los cinco electrones del átomo de fósforo (cruces), tres completando el octeto de los átomos de oxígeno y los otros dos con el otro átomo de oxígeno (Esquema 3). Como podemos observar, el átomo de fósforo está rodeado por ocho electrones, formando tres uniones covalentes simples con tres átomos de oxígeno.

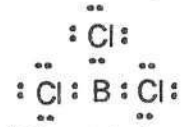


Esquema 3

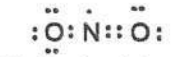
Esquema 4



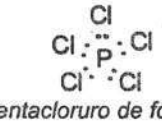
cloruro de berilio



tricloruro de boro



dióxido de nitrógeno



pentacloruro de fósforo

hexafluoruro de azufre

5) Ahora colocamos los seis electrones del átomo de oxígeno restante completando su octeto por unión con el átomo de fósforo. (Esquema 4).
Así obtenemos la estructura de Lewis, en la que cada átomo de hidrógeno esta rodeado por dos electrones y los demás por ocho. De esta forma, en la molécula del ácido fosfórico hay cuatro enlaces simples P–O y 3 simples O–H.

Excepciones a la regla del octeto

La regla del octeto tiene validez limitada, ya que en general, puede aplicarse satisfactoriamente para los elementos representativos. Aún en moléculas formadas por átomos de estos elementos, hay átomos a cuyo alrededor hay un número menor o mayor de ocho electrones.

a) Átomos con menos de ocho electrones

Los átomos que tienen un número de electrones de valencia menor que cuatro, suelen formar enlaces covalentes con menos de ocho electrones a su alrededor. En el segundo período tenemos dos ejemplos típicos: el berilio y el boro, que forman compuestos covalentes como el cloruro de berilio ($BeCl_2$) y el tricloruro de boro (BCl_3). Sus estructuras de Lewis se muestran en los diagramas adjuntos, donde podemos observar que el átomo de berilio sólo tiene cuatro electrones a su alrededor y el de boro seis.

Por otra parte, en las moléculas en las cuales el número total de electrones externos es impar, también hay átomos a cuyo alrededor hay menos de ocho electrones. Ejemplos de este tipo de moléculas, son el monóxido de nitrógeno (NO) cuyo número total de electrones externos es 11, el dióxido de nitrógeno (NO_2) con un total de 17 y el dióxido de cloro (ClO_2) con 19. Sus estructuras de Lewis se obtienen aproximándose lo más posible a la regla del octeto.

Los átomos o grupos de átomos que tienen uno o más electrones sin aparear, como los tres últimos ejemplos, son atraídos por un campo magnético y se llaman paramagnéticos.

b) Átomos con más de ocho electrones

Hay algunas moléculas en las que un átomo central está ligado a más de cuatro átomos por enlaces covalentes y está rodeado por más de ocho electrones. A partir del tercer período, hay algunos elementos cuyos átomos constituyen moléculas estables en los cuales tienen más de ocho electrones a su alrededor. El pentacloruro de fósforo (PCl_5) y el hexafluoruro de azufre (SF_6) son dos ejemplos de tales moléculas. En ellas, el fósforo y el azufre están rodeados por cinco y seis pares de electrones respectivamente.

A pesar de estas excepciones que limitan el uso de la regla del octeto, debemos convenir que igualmente es de gran utilidad para obtener las fórmulas desarrolladas de muchas sustancias y explicar de manera sencilla sus enlaces.

Polaridad de los enlaces

Hasta aquí hemos estudiado la naturaleza de los enlaces covalentes, que se producen cuando se comparten electrones.

En el capítulo anterior hemos definido la electronegatividad como una medida de la tendencia que tienen los átomos de un elemento para atraer electrones en un enlace químico. Elementos como los no metales tienen un marcado carácter electronegativo, mientras que los metales poseen bajos valores de electronegatividad. La electronegatividad no es una magnitud que puede medirse sobre un átomo aislado, sino que sólo se pone de manifiesto cuando se produce la unión entre dos átomos.

Cuando se estudia la distribución de la carga o nube electrónica alrededor de los átomos que constituyen un enlace covalente, se encuentra que esta distribución puede ser simétrica o asimétrica. Si es simétrica decimos que el enlace es covalente no polar; si en cambio la nube es asimétrica, el enlace es covalente polar.

Enlace covalente no polar

Una unión covalente no polar se produce únicamente cuando la electronegatividad de los dos átomos que participan de la unión es la misma, es decir, si los dos átomos son del mismo elemento, como por ejemplo en las moléculas de H_2 o de N_2. En estas moléculas, los átomos que se unen tienen la misma electronegatividad y sus núcleos atraen con la misma intensidad al par electrónico de la unión. La distribución de cargas es simétrica alrededor de ambos átomos y decimos que se trata de un **enlace covalente no polar**.

En los demás enlaces covalentes formados por átomos de distintos elementos, el par de electrones de la unión no es compartido en forma equivalente.

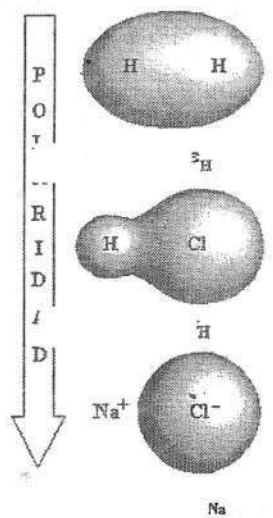
Enlace covalente polar

Cuando dos átomos de distintos elementos intervienen en una unión covalente, el par electrónico compartido es atraído más intensamente por el átomo más electronegativo.

Consideremos por ejemplo, una molécula diatómica formada por dos átomos de distintos elementos como la de HCl, en la que el cloro es más electronegativo que el hidrógeno. El par de electrones compartidos de la unión es más atraído por el átomo de cloro, que es el más electronegativo. Es decir, se produce un desplazamiento de carga electrónica desde el átomo de hidrógeno hacia el de cloro. Esto da como resultado una distribución desigual de cargas alrededor de los núcleos de ambos átomos.

La molécula resultante presenta una distribución de cargas asimétrica permanente, y se pueden distinguir en ella dos zonas: una de mayor densidad electrónica sobre el átomo de cloro y otra de baja densidad electrónica sobre el átomo de hidrógeno. En consecuencia, aparece una densidad de carga negativa (δ-) sobre el átomo de cloro y una densidad equivalente de carga positiva (δ+) sobre el de hidrógeno.

El enlace en el que el par de electrones compartidos no es atraído con igual intensidad por los dos átomos que lo forman, se denomina **enlace covalente polar**.

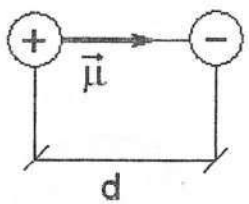


Imágenes del desplazamiento de la nube electrónica, a medida que aumenta la polaridad del enlace entre dos átomos

La polaridad de un enlace depende de la diferencia de electronegatividad de los átomos que se unen. Una unión covalente es tanto más polar cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los átomos que la forman.

Si bien la molécula de HCl es eléctricamente neutra en su conjunto, está polarizada y por lo tanto recibe el nombre de **molécula polar**, porque su único enlace es polar.

Si la diferencia de electronegatividad entre los átomos es muy grande, se presenta un caso extremo en el que puede haber una cesión de electrones por parte de un átomo hacia otro. Esto ocurre en el cloruro de sodio (NaCl) en que el átomo de cloro es más electronegativo que el del sodio (ver tabla 4.6). En este caso se produce un enlace que podemos representar con la nube electrónica alrededor del núcleo de cloro formando el anión cloruro (Cl^-) y con el átomo de sodio convertido en el catión Na^+, como veremos más adelante.



Momento dipolar

El momento dipolar

Todo enlace polar constituye un dipolo eléctrico. Un dipolo eléctrico está constituido por dos polos, donde están situadas dos cargas eléctricas de igual magnitud (q), una positiva y otra negativa, separadas a cierta distancia (d). Los dipolos se caracterizan mediante un vector denominado momento dipolar, que se simboliza con la letra griega μ (mu) y una flecha en la parte superior ($\vec{\mu}$).

Las magnitudes como la velocidad, la fuerza o el momento dipolar, en las cuales hay que especificar la intensidad, dirección y sentido, son magnitudes vectoriales y se caracterizan mediante un vector, representado por una flecha. La intensidad de la magnitud es el módulo o longitud del vector, la dirección viene dada por la recta que contiene al vector y el sentido está indicado por la punta de la flecha. El vector cuyo módulo es cero, se denomina vector nulo y es el único que no tiene dirección específica. Se simboliza $\vec{0}$

Para describir el vector momento dipolar, es necesario dar su módulo que indicamos $|\vec{\mu}| = \mu$, su dirección y su sentido.

MOMENTO DIPOLAR $\vec{\mu}$ *Es un vector que se dirige desde el centro de la carga positiva hacia el centro de la negativa y cuyo módulo (μ) es igual al producto del valor absoluto de la carga situada en cualquiera de los polos, por la distancia que los separa.*

$$|\vec{\mu}| = \mu = |q| \times d$$

Si bien la unidad para expresar el módulo del momento dipolar en el S.I. es coulomb x metro (C x m), la unidad más utilizada es el Debye (D). El nombre se debe al físico holandés Peter Debye y se relaciona con el S.I., mediante:

$$1\ D = 3{,}33 \times 10^{-30}\ C \times m$$

En todo enlace polar la distribución asimétrica de cargas genera dos polos, uno con carga positiva y otro con una carga negativa de igual magnitud. El polo positivo está sobre el átomo menos electronegativo del enlace y el negativo sobre el más electronegativo.

A cada enlace polar se le asigna un momento dipolar ($\vec{\mu}$), que se representa mediante un vector con origen en el polo positivo y extremo en el negativo.

El módulo del momento dipolar de un enlace es una medida de su polaridad: un enlace será tanto más polar cuanto mayor sea el módulo de su momento dipolar.

Representación del momento dipolar de un enlace polar ($\vec{\mu}$)

4_EL ENLACE IÓNICO

Como hemos visto, los sólidos iónicos están formados por redes cristalinas que contienen iones de signo opuesto. Por ejemplo, el cloruro de sodio es un retículo cristalino constituido por igual número de iones Na^+ y de iones Cl^-, ya que el sistema debe ser electricamente neutro.

Cap.2

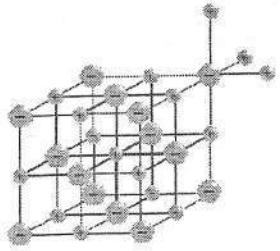
Si escribimos las respectivas configuraciones electrónicas, destacando en negrita las CEE, tenemos:

$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^1}$ $\qquad$ $_{17}Cl$: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^5}$

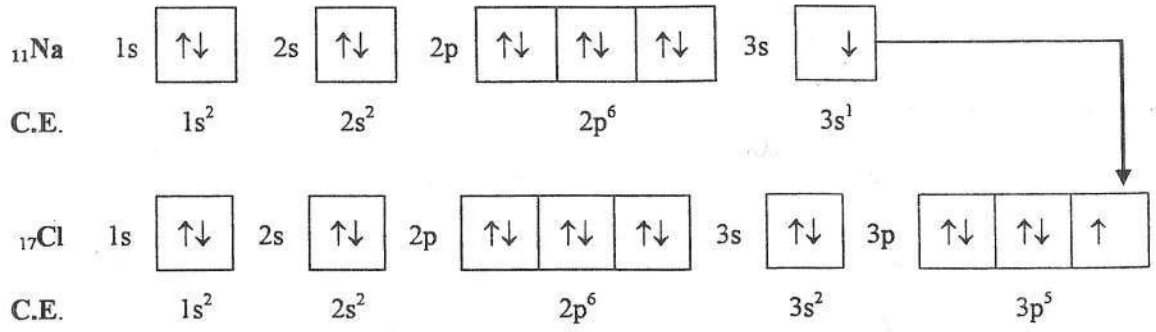
$_{10}Ne$: $1s^2 \mathbf{2s^2 2p^6}$ $\qquad$ $_{18}Ar$: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^6}$

El átomo de sodio tiene un solo electrón en su nivel más externo ($3s^1$), y si se le entrega la energía de ionización necesaria, puede transformarse en el catión sodio, cuya configuración electrónica es igual a la del neón. Es decir, el Na^+ y el Ne son isoelectrónicos.

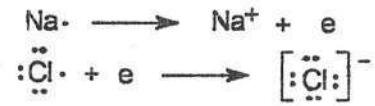
El átomo de cloro, que tiene siete electrones externos, tiende a captar un electrón para adquirir la configuración del argón, convirtiéndose en el anión Cl^-, que es isoelectrónico con el argón. Si un átomo de sodio se acerca suficientemente a uno de cloro, puede transferirle su electrón más externo, formándose simultáneamente los iones Na^+ y Cl^-. Este hecho podemos visualizarlo mediante el siguiente diagrama de cajas:



Retículo cristalino del NaCl



El proceso de formación de los iones sodio y cloruro puede representarse utilizando los símbolos de Lewis, de la siguiente manera:

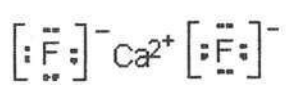


Ambos átomos adquieren simultáneamente una estructura estable, originando los iones Na^+ con diez electrones y Cl^- con 18, que tienen el mismo número de electrones que los gases nobles Ne y Ar, respectivamente. El proceso de atracción entre ambos iones podemos representarlo según:

El catión Na^+ y el anión Cl^- se mantienen unidos por un enlace iónico.

ENLACE IÓNICO *Es el que se produce entre iones de signo opuesto que se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática.*

Veamos el ejemplo del fluoruro de calcio, cuya fórmula empírica es CaF_2. La CEE del calcio es $4s^2$ y la del flúor es $2s^22p^5$. Es decir, el átomo de calcio posee dos electrones externos mientras que el de flúor posee siete. Esto nos indica que para adquirir la configuración del gas noble argón, el átomo de calcio debe ceder sus dos electrones externos. Por su parte, cada átomo de flúor necesita captar un electrón, para lograr la configuración del gas noble neón. Se producen dos enlaces iónicos que podemos representar:



De esta manera, se forma una unidad de CaF_2 el ion Ca^{2+} y los dos iones F^-, se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostáticas.

El enlace iónico se producirá entre cationes de elementos de baja energía de ionización y aniones de elementos que sean muy electronegativos. En efecto, la mayoría de los compuestos iónicos binarios están formados por la combinación de elementos de los grupos 1 y 2 (metales) con los de los grupos 16 y 17 (no metales).

Carácter iónico parcial

Los enlaces covalentes no polares y los enlaces iónicos, son dos extremos entre los cuales se sitúan los enlaces covalentes polares. Por consiguiente, podemos decir que entre un enlace covalente polar y un enlace iónico hay toda una serie de enlaces con mayor o menor proporción de carácter iónico. En otras palabras, un enlace covalente polar tiene cierta proporción de carácter iónico.

La polaridad de una unión depende de la diferencia de electronegatividad entre los átomos que la constituyen y es una medida del carácter iónico de la misma. Cuanto mayor es la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen, mayor es la polaridad del enlace y mayor su carácter iónico. Sobre bases experimentales, Linus Pauling determinó el porcentaje de carácter iónico de distintos enlaces, teniendo en cuenta la diferencia de electronegatividad de los átomos que los forman.

No es posible establecer una regla única que permita decidir si un enlace es covalente o iónico, dado que todo enlace covalente polar tiene un cierto carácter iónico. Sólo podemos decir que un enlace es predominantemente covalente o predominantemente iónico.

En general, cuando un enlace está formado por átomos de no metales, cuya electronegatividad es similar, la diferencia de electronegatividad es pequeña y el enlace es predominantemente covalente. Si en cambio, la unión está constituida por un átomo de un metal y de un no metal, la diferencia de electronegatividad es alta y la unión es predominantemente iónica.

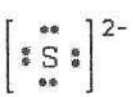
Linus Pauling
Nació en EEUU en 1901.
Su libro "La naturaleza de la unión química", fue una contribución muy importante acerca de los enlaces entre los átomos. En 1954 recibió el premio Nóbel de Química, por sus investigaciones acerca de la genética química.
Fue un gran luchador contra los ensayos con armas nucleares, a tal punto que en 1962 recibió el premio Nóbel de la Paz.
Murió en 1994.

Estructuras de Lewis de iones y de compuestos iónicos

• Iones monoatómicos

Los cationes monoatómicos, que han perdido sus electrones de valencia, se indican mediante su símbolo y la carga positiva como superíndice. Por ejemplo: K^+, Ca^{2+}.

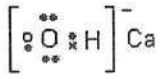
La estructura de Lewis de un anión monoatómico, se escribe representando mediante puntos los electrones de valencia, de a pares, alrededor del símbolo del átomo. Luego se encierra el conjunto entre corchetes, indicando la carga del ion como superíndice. Por ejemplo, el anión sulfuro (S^{2-}) que se forma cuando el átomo de azufre gana dos electrones, tiene dos cargas negativas. Como el átomo de azufre tiene seis electrones de valencia, el numero total de electrones del ion sulfuro es ocho, que se distribuyen de a pares alrededor del símbolo del azufre. Su estructura de Lewis se escribe encerrando el conjunto entre paréntesis e indicando la carga negativa como se muestra en la figura adjunta.



Estructura de Lewis del ion sulfuro

• Iones poliatómicos

El procedimiento para escribir las fórmulas de Lewis de iones poliatómicos (dos o más átomos), no difiere esencialmente del descripto para escribir las de las moléculas.



anión hidróxido

Aniones

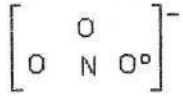
El ion hidróxido (OH^-), tiene una carga negativa; el átomo de oxígeno tiene seis electrones de valencia y el del hidrógeno uno, y el numero total de electrones del anión es ocho. Estos electrones, representados mediante símbolos, los distribuimos de manera que haya ocho electrones alrededor del átomo de oxígeno y dos alrededor del átomo de hidrógeno. El electrón que le confiere la carga al anión está representado en este ejemplo por un círculo, el del hidrógeno por una cruz y los del oxígeno mediante puntos. Se encierra el conjunto entre corchetes indicando la carga negativa como superíndice.

Estructura de Lewis del ion nitrato

Para escribir las estructuras de Lewis de aniones constituidos por más de dos átomos, como por ejemplo el ion nitrato NO_3^-, es conveniente seguir los siguientes pasos:

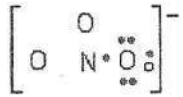
Esquema 1

1) Colocar el átomo de nitrógeno en el centro rodeado en forma simétrica por los tres átomos de oxígeno (Esquema 1).



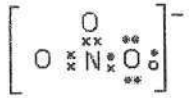
Esquema 2

2) Considerar el número de electrones de valencia de cada átomo. El átomo de nitrógeno tiene cinco electrones de valencia y cada átomo de oxígeno seis. Por tratarse de un anión monovalente hay además un electrón en exceso, que le confiere al anión la carga negativa.



Esquema 3

3) Colocar un electrón (mediante un círculo) por cada carga negativa del anión en los átomos de oxígeno, sin que participe en la unión con el nitrógeno. En nuestro ejemplo el ion tiene una sola carga negativa por lo que colocamos un electrón del lado externo del oxígeno de la derecha. Luego, encerrar el grupo de átomos entre corchetes indicando la carga del anión con un signo (-) como superíndice (Esquema 2).



Esquema 4

4) Representar mediante puntos, los electrones de valencia del átomo de oxígeno que contiene el electrón en exceso colocado en el paso anterior. En nuestro ejemplo ubicamos los seis electrones de valencia del oxígeno de la derecha (Esquema 3).

Esquema 5

5) Representar con cruces los electrones de valencia del átomo central. De esta forma el átomo de oxígeno que tiene la carga en exceso completa su octeto y alrededor del átomo de nitrógeno hay seis electrones, faltándole dos para llegar a los ocho (Esquema 4).

6) Colocar con puntos los electrones de valencia de los átomos de oxígeno restantes, de manera que con un par electrónico de uno de ellos se complete el octeto del nitrógeno, formándose el enlace covalente doble N = O.
De esta manera obtenemos la estructura de Lewis, donde todos los átomos quedan con ocho electrones a su alrededor. (Esquema 5).

Cationes

Veamos cómo se procede para escribir la estructura de Lewis de un catión poliatómico como por ejemplo, el ion amonio (NH_4^+). Está formado por un átomo de nitrógeno, cuatro de hidrógeno y tiene una carga positiva. Como el átomo de nitrógeno tiene cinco electrones externos y los cuatro átomos de hidrógeno uno cada uno, habría que distribuir nueve electrones de valencia. Sin embargo la carga positiva del ion indica que uno de los átomos de hidrógeno ha perdido su electrón y por lo tanto sólo aportan un electrón cada uno de los tres restantes.

Para escribir la estructura de Lewis de este ion podemos seguir la siguiente secuencia:

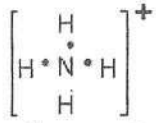
1) Escribir el átomo de nitrógeno en el centro rodeado por los cuatro átomos de hidrógeno (Esquema 1).

2) Escribir mediante puntos un electrón por cada uno de los tres átomos de hidrógeno y luego encerrar el grupo de átomos entre corchetes indicando la carga positiva con un signo (+) como superíndice (Esquema 2).

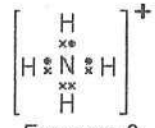
3) Colocar los cinco electrones de valencia del átomo de nitrógeno a su alrededor de manera que complete su octeto. De esta manera quedan ocho electrones alrededor del átomo de nitrógeno y dos alrededor de cada átomo de hidrógeno. (Esquema 3).

Estructura de Lewis del ion amonio

Esquema 1



Esquema 2



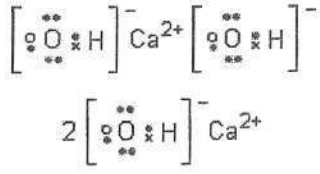
Esquema 3

• Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos sólidos cristalinos formados por un catión metálico unido a aniones hidróxidos y se representan mediante su fórmula mínima.

Para escribir la estructura de Lewis del hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$, debemos tener en cuenta que el retículo cristalino de este compuesto está formado por una relación mínima de un ión Ca^{2+} y dos iones OH^-.

La estructura de Lewis del hidróxido de calcio se escribe representando el catión Ca^{2+} en el centro y a ambos lados los dos aniones hidróxido entre corchetes con su carga como superíndice, como se muestra en la figura lateral. También puede escribirse en forma más simplificada, indicando el número de aniones hidróxido mediante el número 2.



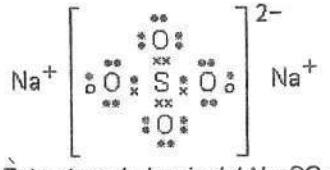
Estructuras de Lewis del hidróxido de calcio

• Oxosales

Las oxosales son sales oxigenadas que están formadas por retículos cristalinos que contienen cationes metálicos y aniones formados por un no metal y oxígeno. Para escribir la estructura de Lewis de una oxosal debemos tener en cuenta que el metal cede electrones transformándose en un catión y estos electrones, a su vez generan un anión.

Para escribir la estructura de Lewis del sulfato de sodio debemos tener en cuenta que la fórmula mínima de esta oxosal es Na_2SO_4. Está formada por una relación de 2 cationes sodio (Na^+) y un anión sulfato SO_4^{2-}.

La estructura de Lewis del sulfato de sodio se escribe representando el anión sulfato entre corchetes con su carga como superíndice y los dos iones Na^+ a ambos lados, como se muestra en la figura.

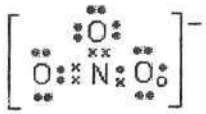


Estructura de Lewis del Na_2SO_4

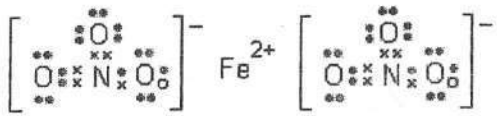
Para escribir la estructura de Lewis del $Fe(NO_3)_2$, seguiremos los siguientes pasos

1) Identificar el metal y asignarle las cargas positivas de acuerdo a su estado de oxidación. En este compuesto el hierro, que es el metal, tiene estado de oxidación +2 y lo escribimos Fe^{2+}.

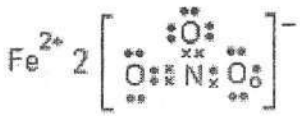
2) Escribir la estructura de Lewis del oxoanión (NO_3^-) según los pasos expuestos.



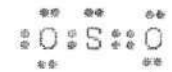
3) Escribir la estructura de Lewis de la oxosal colocando en la forma más simétrica posible, los aniones y cationes.



La estructura de Lewis también puede escribirse en forma más abreviada de la siguiente manera:



5_RESONANCIA



Estructura de Lewis del SO_2

En la estructura de Lewis del dióxido de azufre (SO_2) representada a la izquierda, una de las uniones entre el átomo de azufre y el de oxígeno es simple, mientras que la otra es doble. Sin embargo, datos experimentales de distancia y de energía indican que las dos uniones son equivalentes.

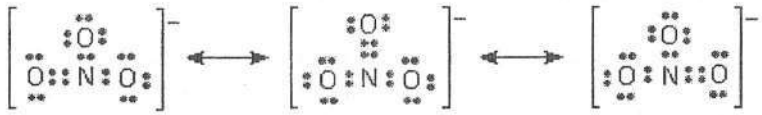
La estructura de Lewis propuesta no concuerda con el hecho experimental y por lo tanto no representa correctamente a la molécula. Para representarla mejor suelen escribirse dos estructuras de Lewis distintas, conectadas por una flecha de doble sentido donde la unión simple y la doble aparecen invertidas:

O bien mediante las fórmulas desarrolladas:

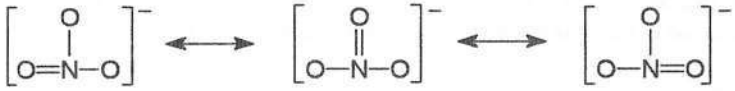
Cada enlace puede considerarse intermedio entre uno simple y uno doble. Ninguna de las dos estructuras por separado representa la molécula de SO_2, pero se puede considerar que la molécula es una combinacion o "híbrido" de ambas a la vez.

Cuando pueden escribirse dos o más estructuras de Lewis para una misma especie, se dice que existe resonancia y esas estructuras se denominan estructuras resonantes.

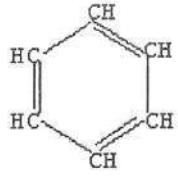
El ion nitrato (NO_3^-) presenta tres estructuras de resonancia que difieren en la ubicación de los enlaces dobles, como se muestran en las estructuras de Lewis:



O en sus fórmulas desarrolladas:

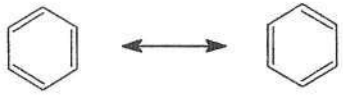


La molécula de benceno, cuya fórmula molecular es C_6H_6, tiene la estructura de un anillo formado por seis átomos de carbono situados en el mismo plano, con tres dobles ligaduras alternadas con tres simples. Sin embargo, datos experimentales indican que todos los enlaces entre los átomos de carbono tienen la misma longitud (que es intermedia entre la de uno simple y uno doble).



Benceno

Es posible escribir dos estructuras de resonancia del benceno, mediante anillos, donde cada uno de su vértices representa un átomo de carbono unido a un átomo de hidrógeno, con los enlaces dobles ubicados en distinto lugar:



De esta manera, los seis enlaces entre los átomos de carbono pueden considerarse equivalentes.

El ión acetato (CH_3COO^-) también es representado por dos estructuras resonantes, que difieren en la posición del doble enlace:

6_EL ENLACE METÁLICO

La mayor parte de los elementos químicos (aproximadamente el 80%), son metales. Los metales presentan propiedades físicas y químicas particulares que los distinguen de las demás sustancias.

- **Brillo metálico**: el brillo característico de los metales se atribuye a que, en general, sus superficies pulidas no absorben la luz, sino que la reflejan.

- **Ductilidad y maleabilidad**: los metales pueden ser estirados en hilos (son dúctiles) o transformados en delgadas láminas (son maleables) con relativa facilidad, cosa que no ocurre con los sólidos no metálicos.

- **Conductividad**: los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad, lo que sugiere que en sus estructuras deben existir electrones que gocen de cierta libertad de movimiento.

- **Emisión de electrones**: en determinadas condiciones, los metales tienen la propiedad de emitir electrones cuando reciben energía térmica (efecto termoiónico) o energía luminosa (efecto fotoeléctrico). Estos hechos refuerzan la suposición de que tienen una estructura con electrones relativamente libres.

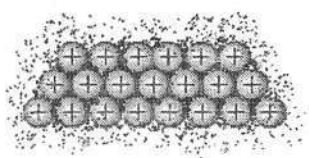


Imagen física de la unión metálica: una retículo catiónico inmerso en una nube de electrones.

Estas propiedades de los metales nos sugieren que sus átomos deben estar unidos de una manera muy especial. Sus propiedades físicas y químicas están estrechamente vinculadas con el tipo de enlace que presentan. Además, todos los elementos metálicos poseen muy baja electronegatividad y baja energía de ionización, por lo que tienen gran tendencia a formar cationes.

Con el objeto de explicar las propiedades singulares de los metales, podemos imaginar que los átomos de un metal constituyen una red cristalina formada por un conjunto de iones positivos (retículo catiónico), inmerso en una nube de electrones. Estos electrones que son los más débilmente unidos al núcleo de cada átomo, gozan de cierta "independencia" para moverse a lo largo de toda la red. No están asociados con ningún núcleo en especial, sino que forman una especie de nube electrónica que pertenece por igual a todos los átomos del cristal metálico.

En estos cristales metálicos los iones positivos poseen posiciones fijas, mientras que los electrones "navegan" con relativa facilidad en el cristal. El sistema mantiene su estabilidad debido a la atracción existente entre los iones del retículo catiónico y la nube electrónica.

La alta conductividad térmica y eléctrica se debe justamente a la presencia de estos electrones relativamente libres. Al entregarle calor a un metal, éste lo absorbe aumentando la energía cinética de los electrones lo que les permite moverse más rápidamente a través del cristal, cediendo parte de la energía y calentando las zonas más frías.

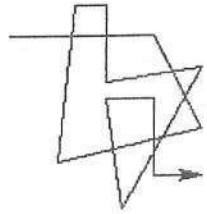
Los átomos de los metales se mantienen unidos por el enlace metálico, en el cual los electrones externos que son los más débilmente unidos al núcleo, constituyen la "nube electrónica".

Estos electrones gozan de cierta libertad de movimiento al azar a través del retículo cristalino. Debido a la naturaleza aleatoria del movimiento no hay, en promedio, un transporte neto

de cargas. ¿Qué sucede si sobre un retículo metálico actúa una fuerza eléctrica externa? Sobre cada electrón de la nube electrónica va a actuar una fuerza de origen eléctrico que lo obliga a desplazarse en una dirección preferencial a través del metal. En consecuencia, se registra, en promedio, un transporte neto de electrones. Este desplazamiento o flujo de electrones a través de un conductor metálico constituye la corriente eléctrica y explica por qué los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica.

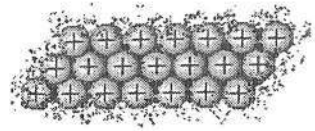
La ductilidad y la maleabilidad, es decir, la facilidad con que pueden ser estirados, forjados y doblados sin quebrarse, se debe a que cuando son sometidos a altas presiones los cationes metálicos pueden "deslizarse" unos sobre otros, debido a la nube electrónica que los separa.

El brillo característico de los metales se debe a que los electrones de la superficie del metal reflejan los pequeños corpúsculos que forman la luz, denominados fotones.



Movimiento aleatorio de los electrones en un metal

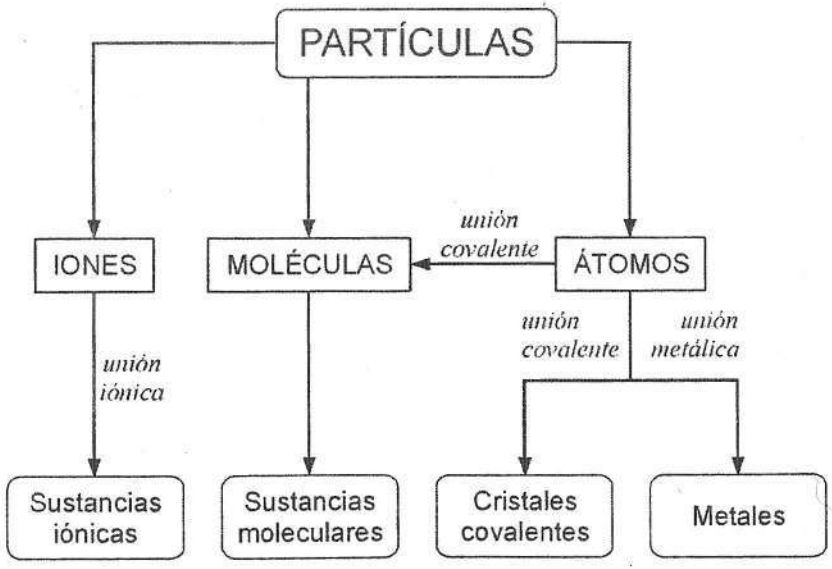
Transporte neto de carga



Una imagen del deslizamiento de los cationes metálicos

En este capítulo hemos analizado las uniones que existen entre iones en las sustancias iónicas, o entre átomos en las sustancias covalentes y los metales. En otras palabras, las sustancias tienen diferente estructura según el tipo de partículas que las componen. Mediante el conocimiento de las partículas constitutivas de una sustancia, es posible determinar su estructura y relacionarla con las propiedades que presenta.

En el siguiente diagrama resumimos los diversos tipos de sustancias, según la clase de partículas que las componen.



LA QUÍMICA Y LA VIDA

METALES PRECIOSOS

Los metales son ejemplos de sustancias que presentan enlace metálico. Los metales preciosos por excelencia son el oro, la plata y el platino.

El **oro** (Au) es un metal de color amarillo brillante, relativamente blando y el más maleable de todos los metales. En estado puro el oro es demasiado blando, por lo cual es utilizado en aleaciones con cobre y plata en joyería y para acuñar monedas. Su hermoso color, fino brillo y su gran resistencia a los agentes atmosféricos hacen que sea utilizado con fines ornamentales.

La **plata** (Ag) es un metal de color blanco grisáceo, empleado para fabricar distintos objetos y acuñar monedas. Para la mayoría de sus aplicaciones se la utiliza en aleación con cobre. La plata usada en joyería es una aleación que contiene 80% de plata y 20% de cobre.

El **platino** (Pt) es un metal noble de color blanco grisáceo, maleable y muy dúctil. Es más caro que el oro. En la industria química se utiliza como material para fabricar electrodos y también finamente dividido y poroso se lo usa como catalizador de ciertas reacciones químicas. También se lo utiliza en odontología y en joyería.

EJERCICIOS

1_ Dadas las siguientes afirmaciones, indicar si son verdaderas o falsas:

a) el enlace covalente se establece entre un elemento metálico y uno no metálico.

b) el enlace covalente simple se produce por un par de electrones compartidos entre dos átomos.

c) en una unión iónica se considera que un átomo transfiere uno o más electrones al otro.

2_ Escribir los símbolos de Lewis de los siguientes átomos:

a) Al b) Cl c) P d) Si e) Ne f) Se g) He

3_ Escribir las estructuras de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las siguientes especies:

a) fluoruro de calcio (CaF_2)

b) tetracloruro de carbono (CCl_4)

c) metano (CH_4)

d) amoníaco (NH_3)

e) sulfuro de sodio (Na_2S)

f) H_3O^+

g) ClO_2^-

4_ Ordenar los siguientes enlaces según su polaridad creciente, indicando sobre qué átomo está desplazado el par electrónico de la unión:

a) O–H b) H–F c) O–Cl d) H–C

5_ Colocar los siguientes compuestos en orden creciente de carácter iónico: a) AlF_3 b) $AlCl_3$

6_ Indicar cuál de los siguientes compuestos es más polar: a) HCl b) HF

7_ Dado el ion sulfato (SO_4^{2-}):

a) escribir su estructura de Lewis.

b) determinar el número total de electrones.

c) indicar cuál es el número total de protones de todos los núcleos del ion.

8_ Completar el siguiente cuadro, en cuyas primeras columnas figuran letras que representan los símbolos de los elementos.

elemento	Z	elemento	Z	fórmula	estructura de Lewis
X	12	Y	9	XY_2	
R	17	T	1		
E	8	M	6		:Ö: :: C :: :Ö:
H	1	J	33		
Q		L		S_1H_4	

9_ El número total de protones presentes en el anión tetratómico formado por los elementos R y T es 40. Un isótopo de T pertenece al grupo 16 de la clasificación periódica y la CEE de R es $3s^23p^4$. Escribir la estructura de Lewis del anión.

10_ Escribir las estructuras de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las noléculas de las siguientes sustancias:

a) dióxido de carbono (CO_2)
b) etileno (C_2H_4)
c) amoníaco (NH_3)
d) trióxido de dicloro (Cl_2O_3)
e) pentóxido de difósforo (P_2O_5)
f) sulfuro de litio Li_2S

11_ Escribir la estructura de Lewis de las siguientes especies.

a) ion amonio (NH_4^+)
b) dióxido de azufre (SO_2)
c) trióxido de azufre (SO_3)
d) ion ortofosfato (PO_4^{3-})
e) ion perclorato (ClO_4^-)
f) ion nitrato
g) ion carbonato (CO_3^{2-})

12_ Escribir las estructuras de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las moléculas o unidades fórmula correspondientes a las siguientes sustancias, indicando el tipo de enlace:

a) HNO_2 b) H_2SO_4 c) $HClO_3$ d) H_3PO_4 e) H_2CO_3
f) K_2SO_3 g) $CaCO_3$ h) $KClO_4$ i) $Ba_3(PO_4)_2$ j) $MgSO_4$

13_ Dadas las siguientes especies, indicar los átomos que no cumplen con la regla del octeto:

a) NO_2 b) SO_2 c) BF_4^- d) CN^- e) SiF_4 f) SF_6

14_ Escribir las estructuras de resonancia para las siguientes especies:

a) O_3 b) SO_3 c) NO_2^- d) CO_3^{2-} e) $HCOO^-$

15_ Escribir los nombres de las sales formadas por los cationes que figuran en cada columna con los aniones que figuran en cada fila. Utilizar el Apéndice de este Capítulo.

	K^+	Ca^{2+}	Ni^{2+}	Fe^{3+}
Cl^-	1	2	3	4
Br^-	5	6	7	8
S^{2-}	9	10	11	12
NO_3^-	13	14	15	16
SO_3^{2-}	17	18	19	20
SO_4^{2-}	21	22	23	24
IO^-	25	26	27	28
BrO_3^-	29	30	31	32
AsO_4^{3-}	33	34	35	36

APÉNDICE DEL CAPÍTULO 5

Fórmulas y Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

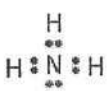
El lenguaje de la Química es una forma de expresión especial que consiste en una serie de procedimientos lógicos y sistemáticos para nombrar y escribir los compuestos, de forma tal que la relación entre el nombre, la composición y por ende la estructura de cada especie química esté perfectamente definida.

• Números de oxidación

El número de oxidación es un número, positivo o negativo, que se asigna a cada uno de los átomos de los elementos que forman un compuesto. Este número representa la carga que adquiriría un átomo si en cada una de las uniones, se le asignaran los electrones de la unión al átomo más electronegativo. Una serie de ejemplos sencillos puede ayudar a interpretar este concepto:

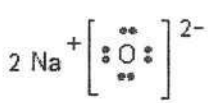
- En la sustancia elemental hidrógeno, dos átomos de H están unidos covalentemente para formar H_2. El par de electrones de la unión está igualmente atraído por ambos átomos, ya que son iguales y por ende tienen la misma electronegatividad. En este caso, el número de oxidación de cada átomo de H será cero.

- En la sustancia amoníaco (NH_3), el N se une covalentemente a tres átomos de H, y la estructura de Lewis puede ser representada como sigue:

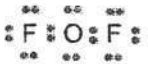


Podemos apreciar que el nitrógeno completa su octeto electrónico, compartiendo tres electrones, uno con cada átomo de hidrógeno. Si asignamos los electrones de cada unión al átomo más electronegativo de los dos (el N), éste último quedaría con una carga formal de -3. Cada átomo de H, por otra parte, quedaría con una carga formal de +1 (ya que los electrones de la unión se asignarían al N). Es importante señalar que el átomo de N posee otro par de electrones, que no participan de la unión en este compuesto. Estos electrones, entonces, no influyen en la asignación del número de oxidación. Por lo tanto, el número de oxidación del nitrógeno es (-3) y el de cada hidrógeno es (+1)

- El óxido de sodio Na_2O es un compuesto iónico que contiene oxígeno. Si analizamos su estructura de Lewis, podemos observar que el átomo de oxígeno gana 2 electrones, cada uno cedido por un átomo de sodio, para formar el ion óxido (O^{2-}). Por consiguiente su número de oxidación es -2 y el de cada sodio será +1. En este caso, como se trata de una sustancia iónica, la asignación del número de oxidación es más directa.

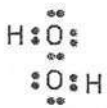


- Dado que el elemento más electronegativo es el flúor, cuando el oxígeno se halla unido al flúor todo ocurre como si "perdiera" sus dos electrones, participantes del enlace. Veamos la estructura de Lewis de un óxido de flúor como el OF_2, en la cual el oxígeno tiende a ceder un electrón a cada átomo de flúor.



Resulta entonces que el número de oxidación de oxígeno es +2; mientras que el del flúor es -1.

- Existen sustancias llamadas peróxidos, que se caracterizan por tener 2 átomos de oxígeno enlazados covalentemente. El peróxido de hidrógeno es conocido como agua oxigenada. Los peróxidos pueden ser covalentes o iónicos. Si analizamos la estructura de Lewis del peróxido de hidrógeno (H_2O_2):



En esta estructura cada átomo de oxígeno tiende a "captar" un electrón de cada átomo de hidrógeno, por lo cual su número de oxidación es -1. El par compartido entre los dos átomos de oxígeno no se considera, ya que la diferencia de electronegatividad entre ellos es cero.

Para los casos simples tratados en este texto, el número de oxidación y el estado de oxidación (que se representa con un número romano) son iguales.
Existen algunas reglas secillas para su asignación:

1- El número de oxidación de un elemento en una sustancia elemental es cero.
Ejemplo: Na, Li, Cu, O_2, O_3, F_2, Cl_2

2- El átomo de flúor tiene un número de oxidación -1 en todos sus compuestos.
Ejemplo: HF, NaF, CaF_2

3- El átomo de oxígeno tiene un número de oxidación -2, excepto cuando se une al flúor, y en los peróxidos.
Ejemplo: H_2O, CaO

4- El átomo de hidrógeno tiene un número de oxidación +1 en la mayoría de sus compuestos, excepto cuando se une a iones metálicos para formar hidruros, en cuyo caso su número de oxidación es -1.
Ejemplo: HCl, H_2O

5- Los átomos de los metales alcalinos (Grupo 1) presentan en sus compuestos número de oxidación +1 y los átomos de los metales alcalinotérreos (Grupo 2) presentan número de oxidación +2.
Ejemplo: NaCl, Na_2SO_4, KBr, $CaCl_2$, $CaSO_4$, $BaBr_2$

6- Los átomos de los elementos Cl, Br y I tienen número de oxidación -1 en los compuestos binarios (como el NaCl, KI, $CaBr_2$). En los compuestos ternarios estos átomos pueden presentar números de oxidación +1, +3, +5 y +7.

7- Los números de oxidación de los restantes átomos que forman un compuesto se obtienen teniendo en cuenta que:

- La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una molécula neutra es 0. Este concepto se aplica también a las unidades neutras en general (compuestos iónicos además de covalentes).
  Como ejemplo, podemos calcular el número de oxidación del átomo de S en el compuesto H_2SO_4.
  Como la molécula es neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser 0:
  N° Ox (S) + 4 (-2) + 2 (+1) = 0, y por lo tanto el número de oxidación del S es +6
- La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una especie iónica es igual a la carga del ion.
  Para la especie iónica NO_3^-, la suma en cuestión debe ser igual a -1 (que es la carga del ion):
  N° Ox (N) + 3 (-2) = -1 , y por lo tanto el número de oxidación del N es +5

NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS QUÍMICOS

Si bien desde hace años la IUPAC recomienda el uso de su sistema, que ha sido internacionalmente adoptado, presentaremos, en algunos casos, nombres que para muchos compuestos siguen siendo de uso común. A continuación, explicaremos los tipos de compuestos básicos, y presentaremos tablas para ejemplificar los nombres de los distintos tipos de compuestos.

Especies monoatómicas

Las especies monoatómicas, como cationes metálicos o aniones no metálicos se nombran anteponiendo la palabra ion al nombre del elemento. Los cationes metálicos de los Grupos 1 y 2, como por ejemplo el K^+, se nombran anteponiendo el término ion (ion potasio en este ejemplo). Cuando el metal tiene más de un número de oxidación, la nomenclatura antigua utilizaba las terminaciones "-oso" e "-ico" para indicar, respectivamente, el uso del menor o del mayor estado de oxidación (por ejemplo, Fe^{2+} ion ferroso, y Fe^{3+} ion férrico). IUPAC recomienda el uso de números romanos que se colocan entre paréntesis luego del nombre del metal, para indicar el estado de oxidación. Así en el ejemplo anterior, Fe^{2+} es el ion hierro (II) y Fe^{3+} es el ion hierro (III). Cuando existe un único estado de oxidación, no se lo indica con número romano; así, el ion Na^+ se nombra como ion sodio.

Los aniones monoatómicos formados por no metales se nombran utilizando la terminación "-uro" (Br^-: bromuro, H^-: hidruro, S^{2-}: sulfuro).

Compuestos binarios

Los compuestos binarios son aquellos formados por dos tipos distintos de átomos. Básicamente, se agrupan en:

Hidruros metálicos: compuestos formados por un metal (que denotaremos M) e hidrógeno, en los cuales el número de oxidación del átomo de H es -1. Contienen siempre un átomo del elemento metálico, y uno o varios átomos de H. Se nombran como hidruros de metal, y el estado de oxidación del metal (m) se coloca entre paréntesis, con números romanos.

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura IUPAC
Hidruros metálicos	General	MH_m	**hidruro de metal hidruro de metal (m)**
	Ejemplos	NaH	hidruro de sodio
		CaH_2	hidruro de calcio
		PbH_4	hidruro de plomo (IV)
		FeH_2	hidruro de hierro (II)
		FeH_3	hidruro de hierro (III)

Hidruros no metálicos: compuestos formados por un no metal (que denotaremos X) e hidrógeno. Se conocen en general con el nombre de hidrácidos (nombre que deriva de ciertas propiedades químicas comunes). El H_2O, que no está incluida en la tabla posterior, puede considerarse formalmente también un hidruro no metálico. El amoníaco (NH_3) es otro ejemplo de un compuesto binario de hidrógeno que se conoce por su nombre común. En estos compuestos, el estado de oxidación del átomo de H es +1.

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura	Nombres comunes
Hidruros no metálicos (hidrácidos)	General	H_nX	**nometalurode hidrógeno**	**ácido no metalhídrico**
	Ejemplos	HF	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
		HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
		H_2S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico
		H_2Se	seleniuro de hidrógeno	ácido selenhídrico
		H_2Te	telururo de hidrógeno	ácido telurhídrico

Nota: los nombres comunes indicados para los hidrácidos corresponden a los compuestos disueltos en agua; se los ha detallado porque son de uso muy común; los compuestos puros (gaseosos en condiciones ambientales) se nombran como "nometaluros" de hidrógeno.

Óxidos: compuestos binarios que contienen oxígeno, en el cual el átomo de oxígeno tiene número de oxidación -2. Los compuestos binarios de oxígeno se nombran siempre como óxidos, utilizando números romanos para indicar el estado de oxidación del metal. Recordemos que cuando el metal presenta un único estado de oxidación, éste no se especifica.

En los óxidos no metálicos, también se utiliza la nomenclatura conocida como por atomicidad (o sea, el nombre del compuesto expresa el número de átomos de cada elemento que lo forman).

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura IUPAC
Óxidos metálicos (óxidos básicos)	**General**	M_nO_m	**óxido de metal óxido de metal (m)**
	Ejemplos	K_2O	óxido de potasio
		Cu_2O	óxido de cobre (I)
		CuO	óxido de cobre (II)
		NiO	óxido de níquel (II)
		Ni_2O_3	óxido de níquel (III)

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura IUPAC
Óxidos no metálicos (óxidos ácidos)	**General**	X_xO_n	**óxido de no metal (n) mono, di, etc, óxido de dinometal**
	Ejemplos	SO	óxido de azufre (II) monóxido de azufre
		Cl_2O_3	óxido de cloro (III) trióxido de dicloro
		Cl_2O_5	óxido de cloro (V) pentóxido de dicloro
		Cl_2O_7	óxido de cloro (VII) heptóxido de dicloro
		N_2O_3	óxido de nitrógeno (III) trióxido de dinitrógeno

Sales Binarias: están formadas por un elemento metálico (que forma un catión) y un elemento no metálico (anión). Son compuestos iónicos típicos. Se nombran como "nometaluro" de metal, indicando el estado de oxidación del metal con números romanos.
También se puedeutilizar el sistema de nomenclatura por atomicidad (ej: $CoCl_3$: Tricloruro de cobalto).

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura IUPAC
Sales binarias	General	M_nX_x	**nometaluro de metal nometaluro de metal (m)**
	Ejemplos	NaCl	cloruro de sodio
		$CaBr_2$	bromuro de calcio
		K_2S	sulfuro de potasio
		CoS	sulfuro de cobalto (II)
		Co_2S_3	sulfuro de cobalto (III)
		$PbBr_2$	bromuro de plomo (II)

Compuestos ternarios

Los compuestos ternarios son aquellos formados por tres átomos distintos. Básicamente, se agrupan en:

Hidróxidos: Son compuestos iónicos, formados por un metal y el anión OH^-.

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura IUPAC
Hidróxidos	General	$M(OH)_m$	**hidróxido de metal hidróxido de metal (m)**
	Ejemplos	NaOH	hidróxido de sodio
		$Fe(OH)_2$	hidróxido de hierro (II)
		$Fe(OH)_3$	hidróxido de hierro (III)
		$Sr(OH)_2$	hidróxido de estroncio
		$Pb(OH)_2$	hidróxido de plomo (II)
		$Pb(OH)_4$	hidróxido de plomo (IV)

Oxoácidos: Son compuestos covalentes, formados por un no metal, hidrógeno y oxígeno. La nomenclatura común, que continua siendo muy utilizada, los nombra como ácidos, e indica el estado de oxidación del no metal utilizando las terminaciones -oso e -ico. En el caso de los halógenos Cl, Br y I, que pueden presentar estados de oxidación +1, +3, +5 y +7, esto se indica utilizando prefijos y sufijos (hipo/-oso, -oso, -ico, per/ico).

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura
Oxoácidos	General	H_aXO_b	**ácido nometálico** **ácido nometaloso/ico**
	Ejemplos	H_2CO_3	ácido carbónico
		HClO	ácido hipocloroso
		$HClO_2$	ácido cloroso
		$HClO_3$	ácido clórico
		$HClO_4$	ácido perclórico
		H_2SO_3	ácido sulfuroso
		H_2SO_4	ácido sulfúrico
		HNO_2	ácido nitroso
		HNO_3	ácido nítrico
		H_3PO_4	ácido fosfórico

Oxosales: Son compuestos iónicos, formados por un catión metálico y un anión que contiene oxígeno y un elemento no metálico (oxoanión). La nomenclatura común las nombra como derivadas del oxoácido correspondiente, cambiando las terminaciones de la siguiente forma: si el no metal presenta su menor número de oxidación (o sea, el ácido se nombra con la terminación -oso), la sal se nombra con la terminación -ito; en cambio, si el no metal presenta su mayor número de oxidación (el ácido se nombra con la terminación -ico), la sal se nombra con la terminación -ato. El número de oxidación del metal se escribe, como ya se indicó en otros compuestos, con números romanos entre paréntesis.

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura
Oxosales	General	$M_a(XO_b)_m$	**nometalito/ato de metal (m)**
	Ejemplos	Na_2CO_3	carbonato de sodio
		Na_2SO_3	sulfito de sodio
		KClO	hipoclorito de potasio
		$KClO_2$	clorito de potasio
		$KClO_4$	perclorato de potasio
		$Ca(IO_4)_2$	periodato de calcio
		$Ni(NO_2)_3$	nitrito de níquel (III)

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura
Oxosales	General	$M_a(XO_b)_m$	nometalito/ato de metal (m)
		$PbSO_4$	sulfato de plomo (II)
		$Pb(SO_4)_2$	sulfato de plomo (IV)
		$Co(NO_3)_2$	nitrato de cobalto (II)
		$Fe_2(PO_4)_3$	(orto)fosfato de hierro (III)

Hidrógenosales (sales ácidas): Son compuestos iónicos formados por un catión metálico, y un anión que contiene un no metal e hidrógeno. Se las nombra utilizando la terminación -uro (similar al caso de las sales binarias), agregando la palabra "ácido" para indicar que el anión contiene hidrógeno; la caracterización del estado de oxidación del catión metálico indicando con números romanos entre paréntesis.

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura
Hidrógenosales (sales ácidas)	General	$M(HX)_m$	Nometaluro de metal (m)
	Ejemplos	NaHS	hidrógenosulfuro de sodio
		$Fe(HS)_2$	hidrógenosulfuro de hierro (II)
		$Sr(HSe)_2$	hidrógenoseleniuro de estroncio
		$Pb(HSe)_4$	hidrógenoseleniuro de plomo (IV)

Compuestos cuaternarios

Son compuestos formados por átomos de cuatro elementos distintos.

Hidrógenooxosales o sales ácidas: Son compuestos iónicos formados por un catión metálico y un anión que contiene un no metal, oxígeno e hidrógeno. La forma de nombrar este tipo de compuestos es similar a la utilizada para nombrar a las oxosales, pero agregando la palabra "hidrógeno".

Compuestos	Fórmula		Nomenclatura
Hidrógenooxosales (sales ácidas)	General	$M_a(H_hXO_b)_m$	**nometalito/ato de metal (m)**
	Ejemplos	$LiHCO_3$	hidrógenocarbonato de litio
		$LiHSO_3$	hidrógenosulfito de litio
		$Ca(HSO_4)_2$	hidrógenosulfato de calcio
		$Ni(HSeO_3)_3$	hidrógenoselenito de niquel (III)
		$Fe_2(HPO_4)_3$	hidrógeno (orto) fosfato de hierro (III)
		$Fe(H_2PO_4)_2$	hidrógeno (orto) fosfato de hierro (II)

Escritura de la fórmula de los compuestos químicos

En esta sección daremos algunos ejemplos de cómo escribir las fórmulas de diferentes compuestos químicos en forma sistemática, dado su nombre.

Sales binarias:

Para escribir la fórmula empírica del cloruro de magnesio debemos proceder de la siguiente manera:

a) colocar los símbolos de los elementos, ubicando siempre primero al más electropositivo. Para nuestro ejemplo, es: MgCl.

b) indicar (por comodidad) los números de oxidación de los elementos involucrados:

$$\overset{+2}{Mg}\ \overset{-1}{Cl}$$

c) *colocar los subíndices necesarios para cada elemento (los que indicarán cuántos átomos de cada elemento están presentes en la fór*mula) de manera que la especie resultante sea neutra: en este ejemplo, $MgCl_2$.

Hidróxidos:

La fórmula de cualquier hidróxido se obtiene a partir de colocar tantos iones hidróxido como indique el número de oxidación del metal. Si el metal posee más de un número de oxidación, debe indicárselo con nmeros romanos entre parentesis. Así, por ejemplo, el hidróxido de cinc se representa $Zn(OH)_2$, y el hidróxido de hierro (III) se formula $Fe(OH)_3$.

En el hidróxido de potasio, como el estado de oxidación del potasio es +1, es necesario sólo un ion hidróxido. Cuando ocurre esto último, no se debe encerrar entre paréntesis al ion hidróxido, y la fórmula se escribe KOH.

Oxoácidos:

Hemos visto que la fórmula general de estos compuestos es H_aXO_b. Existen oxoácidos donde el subíndice que afecta al elemento no metálico (X) no es uno, pero no los trataremos aquí.

Los subíndices señalados con las letras a y b, pueden obtenerse a partir de conocer ciertas reglas.

Consideremos el ácido carbónico. Su nombre indica que es un oxoácido que contiene al elemento carbono, además de hidrógeno y oxígeno.

Los números de oxidación son: para el hidrógeno +1, para el carbono +4, y finalmente -2 para el oxígeno.

Ordenando a los elementos de acuerdo a su electronegatividad creciente y consignando los números de oxidación de los elementos participantes, tenemos:

$$\overset{+1}{H_a}\ \overset{+4}{C}\ \overset{-2}{O_b}$$

Si bien existen excepciones, el valor de **b** resultará ser el menor número que al multiplicar por dos (valor absoluto del número de oxidación del oxígeno), permita obtener un valor mayor a cuatro (valor absoluto del número de oxidación del carbono). En este caso ese número es tres, con lo que resulta:

$$\overset{+1}{H_a}\ \overset{+4}{C}\ \overset{-2}{O_3}$$

Recordando que se trata de una unidad neutra el valor correspondiente de **a** es dos, con lo cual tenemos:

$$\overset{+1}{H_2}\ \overset{+4}{C}\ \overset{-2}{O_3}$$

Si consideramos los oxoácidos del nitrógeno, debemos tener en cuenta que el nitrógeno presenta dos números de oxidación positivos (+3 y +5), por lo cual puede originar dos oxoácidos.

Para el ácido nitroso, su fórmula resulta ser HNO_2, ya que dos es el menor número que, al multiplicar por el valor absoluto del número de oxidación del oxígeno, supera a tres que es el valor absoluto del número de oxidación del nitrógeno.

Similarmente, la fórmula del ácido nítrico es HNO_3, ya que la menor cantidad de átomos de oxígeno es tres, debido que al multiplicar por tres el valor absoluto del número de oxidación del oxígeno (2), se obtiene seis, valor que supera al número de oxidación del nitrógeno, que es cinco en este compuesto.

Sales derivadas de oxoácidos, u oxosales:

Para escribir las fórmulas correspondientes a las oxosales, las reglas generales a seguir son semejantes a las utilizadas para escribir las fórmulas de los oxoácidos, a partir de sus nombres.

Nombre de la sal: sulfato de bario.

Elementos constitutivos: bario, azufre y oxígeno, por lo cual en primer lugar podemos escribir Ba, S, O, respetando la electronegatividad creciente.

A continuación, asignamos los números de oxidación. Para el bario, +2, para el oxígeno -2, y para el azufre +6, ya que en las reglas para nombrar a este tipo de sustancias, el sufijo "ato" no sólo implica presencia de oxígeno, sino que también hace referencia al mayor número de oxidación.
Resulta evidente que el menor número que al multiplicar por dos supera seis es cuatro, con lo cual la carga del oxoanión resulta ser 2-. Por este motivo sólo se necesita un catión Ba^{2+}, para que la unidad sea neutra.

$$\overset{+2}{Ba}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$$

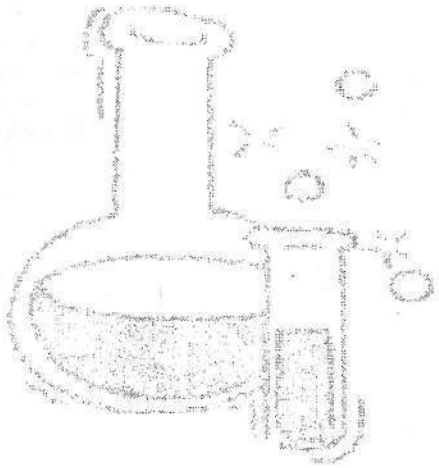
Si en lugar de bario se trabaja con la sal de sodio, variará el número de iones sodio que se necesitan. Así, el sulfato de sodio contiene dos iones sodio, ya que son necesarios dos cationes sodio, por cada anión sulfato.
La fórmula de esta sal es:

$$\overset{+1}{Na_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}$$

En el sulfato de aluminio, los elementos son Al, S y O.
Ya hemos señalado que la carga del ion sulfato es 2-, y la carga del catión aluminio es 3+. En este ejemplo, se necesitan dos cationes aluminio y tres aniones sulfato, para que la unidad resulte neutra. Por lo tanto, la fórmula buscada es:

$$Al_2(SO_4)_3$$

6 LA FORMA DE LAS MOLÉCULAS Y SUS INTERACCIONES



1. **INTRODUCCIÓN**
2. **LA FORMA DE LAS MOLÉCULAS**
   La Teoría de Repulsión Electrónica de los Pares Electrónicos de Valencia
3. **LA POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS**
   Determinación de momentos dipolares
4. **INTERACCIONES ENTRE PARTÍCULAS Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS**
   Fuerzas de London
   Fuerzas dipolares
   Interacciones de hidrógeno

1_INTRODUCCIÓN

En este capítulo estudiaremos la forma que tienen las moléculas, para explicar fenómenos macroscópicos a partir de modelos a nivel molecular.

Muchas de las propiedades físicas y químicas que presentan las sustancias moleculares dependen de la forma que tienen sus moléculas. A través del conocimiento de la geometría molecular es posible explicar y hasta predecir el comportamiento de las sustancias.

Para representar las moléculas se suelen utilizar dibujos tridimensionales denominados **modelos moleculares**. Los átomos de los distintos elementos que las forman se ubican en el espacio representados por esferas de distinto tamaño. Los modelos más comunes son dos:

- **Modelo de esferas y varillas**

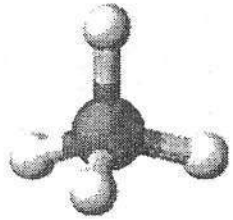
  En este modelo se representan los átomos con esferas y los enlaces mediante varillas. Si bien no se adecuan a la realidad, pues no representan correctamente las formas moleculares, son útiles para visualizar las uniones entre los átomos y los ángulos que forman.

- **Modelo de nubes interpenetradas o modelo compacto**

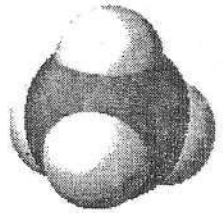
  En este modelo los átomos se representan mediante esferas como si fueran nubes que se superponen entre sí, proporcionando una idea más apropiada de la forma de las moléculas. Las dimensiones de los átomos y las distancias entre ellos están en escala. Sin embargo, con este modelo no se distinguen claramente los ángulos que forman las uniones, especialmente en las moléculas más complejas.

  La molécula de metano (CH_4) representada por ambos modelos es:

fórmula estructural



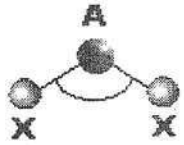
modelo esfera - varilla



modelo esferas interpenetradas

Distintas maneras de representar la molécula de metano

2_LA FORMA DE LAS MOLÉCULAS



ángulo de enlace

Las distintas formas geométricas que presentan las moléculas en el espacio, están determinadas por la posición relativa de los núcleos de sus átomos. Si bien existe un gran número de sustancias, sus moléculas pueden representarse mediante una reducida cantidad de formas geométricas básicas.

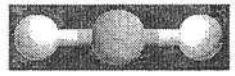
Consideraremos, en principio, las moléculas del tipo AX_n donde A representa un átomo central, rodeado por **n** átomos (X) periféricos iguales. Estos átomos se ubican en el espacio

ocupando distintas posiciones alrededor del átomo central. Los átomos periféricos forman determinados ángulos con vértice en el átomo central, denominados **ángulos de enlace.**

A continuación, analizaremos las distintas formas que pueden tener las moléculas en el espacio, utilizando los modelos de esferas y varillas para visualizar los ángulos de enlace, considerando las moléculas más sencillas.

- **Moléculas lineales**

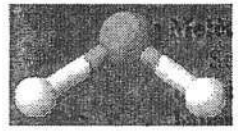
Estas moléculas, están formadas por dos o tres átomos que están situados en una línea recta y la forma geométrica se llama lineal. Son moléculas del tipo AX o AX_2. Como las primeras están constituidas por sólo dos átomos, la única posibilidad es que sean lineales, mientras que en las del tipo AX_2, el ángulo de enlace es 180°.



molécula lineal

- **Moléculas angulares**

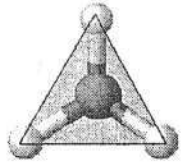
Son moléculas triatómicas del tipo AX_2, donde los tres átomos están dispuestos sobre un mismo plano formando un ángulo de enlace menor que 180°. Los tres átomos no se hallan en línea recta y la forma geométrica de la molécula se denomina angular.



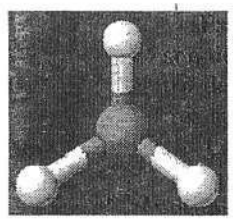
molécula angular

- **Moléculas triangulares**

Estas moléculas están constituidas por cuatro átomos, es decir son del tipo AX_3. En ellas, el átomo central se halla en el centro de un triángulo equilátero, en cuyos vértices se ubican los tres átomos periféricos.



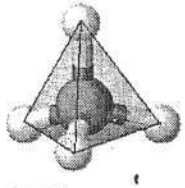
Los cuatro átomos están en el mismo plano y como el triángulo es equilátero, los tres ángulos de enlace son de 120°. Esta forma geométrica se llama plana triangular, o simplemente triangular.



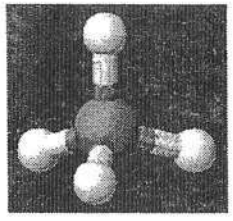
molécula triangular

- **Moléculas tetraédricas**

Son moléculas pentatómicas, del tipo AX_4, en las cuales los cuatro átomos periféricos se sitúan alrededor del átomo central, ocupando los vértices de un tetraedro regular, que es una pirámide de cuatro caras iguales, cada una de las cuales es un triángulo equilátero.



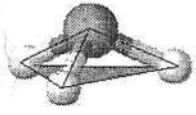
En estas moléculas, el átomo central se ubica en el centro del tetraedro y los átomos periféricos en sus vértices, formando cuatro ángulos de enlace de 109,5°. La forma de estas moléculas se denomina tetraédrica.

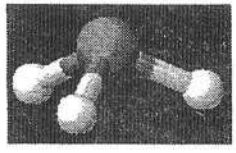


molécula tetraédrica

- **Moléculas piramidales**

Estas moléculas están formadas por cuatro átomos (AX_3) y constituyen una variante de las tetraédricas, con forma de pirámide. La pirámide no es regular y en estas moléculas el átomo central se encuentra en el vértice de la pirámide y no en su centro. Los tres ángulos de enlace son algo menores que 109,5° y la geometría de estas moléculas recibe el nombre de piramidal.





molécula piramidal

La Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de Valencia

Para determinar la forma de las moléculas es necesario conocer la ubicación de los átomos en el espacio alrededor del átomo central y por lo tanto sus ángulos de enlace. La magnitud de estos ángulos depende de la naturaleza de los átomos que los forman y de los electrones de valencia que rodean al núcleo del átomo central. Entre los electrones de valencia se ejercen fuerzas de repulsión, que influyen sobre los ángulos de enlace y por lo tanto sobre la forma de las moléculas. Para lograr la máxima estabilidad en la molécula, los ángulos de enlace deben ser tales que la repulsión entre los electrones de valencia sea mínima.

Sobre esta base, Sigdwick y Powell presentaron en 1940, una teoría simple que permite predecir la forma de las moléculas y se denomina ***Teoría de la Repulsión de los Pares Electrónicos de Valencia*** (TRePEV).

Las postulados fundamentales de esta teoría, ampliada por R.J. Gillespie en 1957, son los siguientes:

a) *En las moléculas o iones poliatómicos, los electrones enlazantes se distribuyen de a pares alrededor del átomo central. Si el átomo central tiene pares de electrones libres, éstos también se ubican a su alrededor.*

b) *Debido a que los pares de electrones se repelen entre sí, ocupan en el espacio las posiciones que se encuentren a la mayor distancia posible, para reducir a un mínimo la repulsión.*

c) *Los pares de electrones libres se repelen con mayor intensidad que los pares compartidos y por lo tanto ocupan más espacio.*

d) *Para describir la geometría de una molécula, se considera que el efecto que producen dos o tres pares compartidos en un enlace, es equivalente al de un único par compartido.*

La idea central de esta teoría es que los electrones se orientan en el espacio de tal manera que la distancia entre ellos sea máxima, reduciendo a un mínimo la repulsión entre las nubes electrónicas. De este modo, se logra la disposición más estable y queda determinada la forma geométrica de la molécula.

Mediante esta teoría se puede predecir la forma de las moléculas de manera sencilla, teniendo en cuenta la distribución de los electrones periféricos que rodean al átomo central. Además, es necesario distinguir en el átomo central los pares libres de los pares compartidos, ya que influyen de distinta manera sobre la forma de la molécula.

Moléculas sin pares de electrones libres alrededor del átomo central

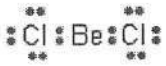
La forma de estas moléculas, en las que el átomo central comparte todos sus electrones externos con los átomos que lo rodean, depende del número de pares de electrones compartidos. Consideraremos las moléculas del tipo AX_n, en las que el átomo central **(A)** comparte dos, tres, o cuatro pares de electrones, con los átomos periféricos **X**, formando enlaces covalentes.

- **Moléculas del tipo AX**

Se trata de moléculas diatómicas que pueden estar formadas por átomos iguales, como la molécula de Cl_2, o distintos como la de HCl. Como estas moléculas sólo tienen dos átomos éstos se hallan uno al lado del otro y ambos núcleos determinan una recta. En consecuencia estas moléculas son lineales.

- **Moléculas del tipo AX_2**

Un ejemplo de estas moléculas son las del cloruro de berilio ($BeCl_2$). La estructura de Lewis del $BeCl_2$ nos indica que el átomo central (Be) tiene dos electrones de valencia, comparte un par de electrones con cada átomo de cloro y no tiene pares libres. Cabe destacar que en esta molécula, el átomo de berilio no cumple la regla del octeto.



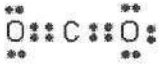
Estructura de Lewis de la molécula de cloruro de berilio

Según la TRePEV, para evitar una zona de alta densidad electrónica próxima al átomo central, que provocaría la repulsión inmediata de los pares electrónicos, éstos deben situarse lo más alejados posible unos de otros. Esto se logra si los tres átomos se ubican en línea recta, formando un ángulo de 180°. Así, la molécula resultante es lineal.

En las figuras siguientes representamos la molécula de $BeCl_2$, mediante el modelo de esferas y varillas y el modelo compacto.

Modelos moleculares del $BeCl_2$

Otro ejemplo es la molécula de dióxido de carbono (CO_2), en la que el átomo de carbono es el central. Como lo indica su estructura de Lewis, el átomo de carbono comparte dos pares de electrones con los átomos de oxígeno, y no tiene pares de electrones libres.



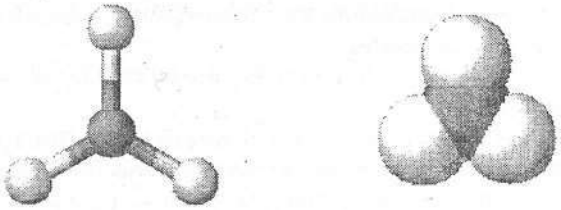
La teoría predice eficazmente la forma lineal de esta molécula suponiendo que el comportamiento de los dos pares compartidos es similar al de un único par.

Estructura de Lewis de la molécula de tricloruro de boro

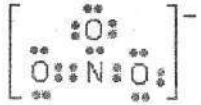
- **Moléculas del tipo AX_3**

En la estructura de Lewis del tricloruro de boro (BCl_3), podemos observar que el átomo central (B), que tiene tres electrones de valencia, comparte tres pares de electrones con los átomos de cloro y no tiene pares electrónicos libres. En esta molécula, el átomo de boro no cumple con la regla del octeto.

Para que la repulsión electrónica sea mínima, los tres enlaces covalentes deben orientarse hacia los vértices de un triángulo equilátero, con el átomo de boro situado en su centro. De esta manera, la molécula logra su máxima estabilidad y la forma geométrica resultante es triangular. En ella, los cuatro átomos están ubicados en un mismo plano y los ángulos de enlace, con vértice en el boro, son de 120°.



Modelos moleculares del BCl_3



Estructura de Lewis del ion nitrato

Otro ejemplo de esta forma geométrica es la del ion nitrato: NO_3^-. La estructura de Lewis de este ion indica que el nitrógeno está unido a tres átomos de oxígeno y no tiene pares libres. Por lo tanto, podemos predecir que su forma es triangular como la del BCl_3, con ángulos de enlace de 120°.

- **Moléculas del tipo AX_4**

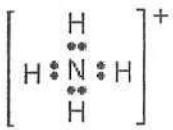
En la molécula de metano (CH_4) el átomo de carbono (central) está unido a los átomos de hidrógeno por cuatro pares electrónicos, formando cuatro enlaces covalentes simples, y no tiene pares electrónicos libres.

Estructura de Lewis de la molécula de metano

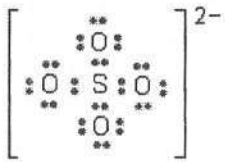
Para lograr la mínima repulsión, los pares de electrones compartidos se orientan en el espacio hacia los vértices de un tetraedro regular, donde se ubican los átomos de hidrógeno. En el centro del tetraedro se halla el átomo de carbono, de modo que la molécula de metano tiene forma geométrica tetraédrica. Las cuatro uniones son equivalentes y los ángulos de enlace son de 109,5° cada uno.

Modelos moleculares del CH_4

Iones poliatómicos como el ion amonio (NH_4^+), o el sulfato SO_4^{2-}, en los que el átomo central está unido a cuatro átomos iguales por pares de electrones compartidos, también tienen forma tetraédrica.



ion amonio



ion sulfato

Moléculas con pares de electrones libres alrededor del átomo central

Existen moléculas del tipo AX_2 y AX_3 y también iones poliatómicos, en los cuales el átomo central tiene uno o más pares electrónicos libres. La TRePEV también es eficaz para predecir la forma geométrica de estas moléculas o iones, teniendo en cuenta que los pares electrónicos no son todos equivalentes, debido a la presencia de pares libres.

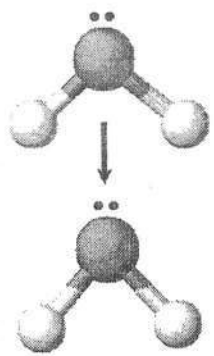
- **Moléculas del tipo AX_2**

En la estructura de Lewis de la molécula de cloruro de estaño (II) $SnCl_2$, el átomo de estaño, que tiene cuatro electrones de valencia, comparte un par de electrones con cada átomo de cloro y tiene un par libre. La fórmula de Lewis nos indica que el átomo de Sn no cumple la regla del octeto.

Según la TRePEV, los tres pares de electrones que rodean al átomo de Sn (dos pares de enlace y un par libre), deberían orientarse en un plano hacia los vértices de un triangulo equilátero, en cuyo centro se ubicaría el átomo de Sn. Los tres átomos que forman la molécula de $SnCl_2$ se encontrarían en un plano, formando una molécula angular con ángulo de enlace de 120°. Sin embargo, medidas experimentales indican que el ángulo de enlace es menor que 120°. Esto se explica porque el par de electrones libres se encuentra únicamente bajo la influencia del núcleo del átomo de estaño, mientras que los pares compartidos se hallan bajo la influencia de los núcleos de estaño y de cloro. La nube electrónica que genera el par libre ocupa mayor volumen que la de los pares compartidos, causando una mayor repulsión. Esto provoca un acercamiento entre los átomos de cloro, reduciendo el ángulo de enlace, que resulta ligeramente menor que 120°.

Modelo molecular del $SnCl_2$

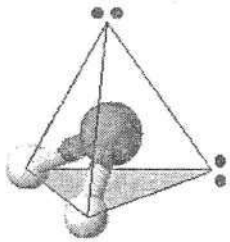
Estructura de Lewis de la molécula de cloruro de estaño (II)



Efecto del par de electrones libres sobre la geometría de la molécula de $SnCl_2$

Estructura de Lewis de la molécula de SO_2

Estructura de Lewis de la molécula de agua



Orientación de los enlaces y de los pares de electrones libres en la molécula de agua

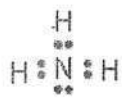
Algo similar ocurre con la molécula de SO_2, en la que el átomo de azufre está unido a dos átomos de oxígeno por un enlace covalente simple y uno doble y tiene un par de electrones libres. Los tres pares de electrones se distribuyen sobre los vértices de un triángulo equilátero. Por consiguiente, su forma geométrica es angular pero su ángulo de enlace es algo menor que 120°, por el efecto que produce el par de electrones libres.

El ion nitrito NO_2^- también tiene forma angular con ángulo de enlace poco menor que 120°.

La molécula de agua (H_2O) es también del tipo AX_2, pero en ella el oxígeno (átomo central) tiene dos pares de electrones compartidos con los átomos de hidrógeno y dos pares libres. De acuerdo con la TRePEV, los cuatro pares de electrones deben dirigirse hacia los vértices de un tetraedro regular con el átomo de oxígeno en su centro y ángulos de enlace de 109,5°. Los tres átomos están en un plano, y la molécula es angular. Sin embargo, el valor del ángulo de enlace obtenido en forma experimental para la molécula de agua es de 104,5°. Este valor menor que 109,5°, se explica al igual que en la molécula de $SnCl_2$, por la influencia de los pares libres. Como en esta molécula hay dos pares de electrones libres, la repulsión electrónica es aún mayor que en la molécula de $SnCl_2$, lo que produce una reducción más acentuada del ángulo de enlace. En las figuras siguientes representamos la molécula de agua mediante el modelo de esferas y varillas y el modelo compacto, orientados de igual manera en el espacio.

Modelos moleculares del agua

Esta misma forma la presentan los iones poliatómicos del tipo $[AX_2]^-$ como el ion amido (NH_2^-) que tiene dos pares de electrones libres sobre el átomo de nitrógeno.



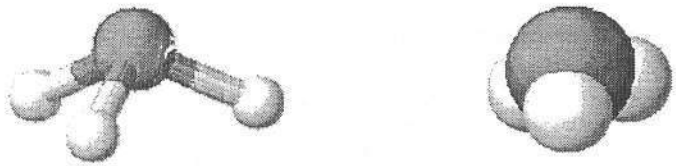
Estructura de Lewis de la molécula de amoníaco

- **Moléculas del tipo AX_3**

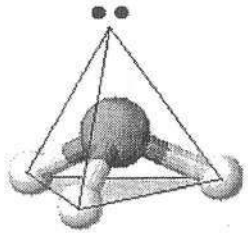
La molécula de amoníaco (NH_3) tiene tres pares de electrones compartidos entre el átomo de nitrógeno y los tres de hidrógeno y un par de electrones libres sobre el nitrógeno, como se muestra en su estructura de Lewis.

La TREPeV predice que estos cuatro pares de electrones que rodean al nitrógeno, se orientan hacia los vértices de un tetraedro regular con el átomo de nitrógeno en el centro. Los ángulos de enlace con vértice en el nitrógeno deberían ser de 109,5° pero el valor obtenido experimentalmente es de 107°. Este ángulo menor que lo esperado, se debe a la influencia del par electrónico libre, que al ocupar mayor volumen, produce mayor repulsión y reduce los ángulos de enlace.

En esta molécula, el átomo de nitrógeno se ubica en el vértice de una pirámide de base triangular formada por los tres átomos de hidrógeno, originando una molécula piramidal.



Modelos moleculares del amoníaco



Orientación de los enlaces y del par de electrones libres en la molécula de amoníaco

Cabe destacar que en la molécula de amoníaco, el ángulo de enlace es mayor que en la molécula de agua, debido a que en ésta el oxígeno tiene dos pares de electrones libres mientras que en la molécula de amoniaco, el nitrógeno tiene sólo uno.

En resumen, para determinar la geometría de una molécula, es conveniente seguir los siguientes pasos:

- Escribir la estructura de Lewis.
- Distinguir los pares de electrones libres de los compartidos.
- Distribuir los electrones de valencia de acuerdo con los postulados de la TRePEV.

En la Figura 6.1 se muestra, a manera de resumen, las formas geométricas estudiadas.

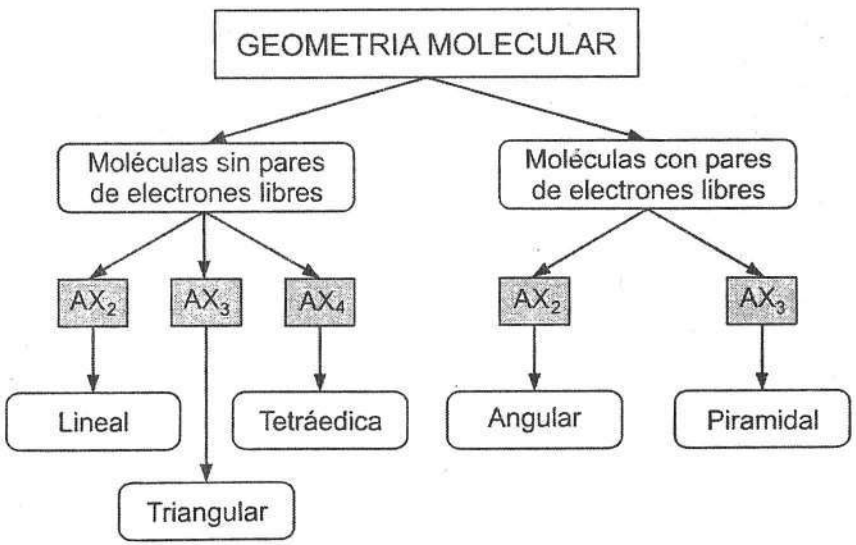
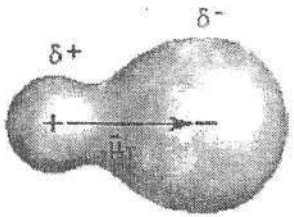


Figura 6.1: Formas geométricas para moléculas simples

La TRePEV también predice correctamente la geometría piramidal de iones del tipo $[AX_3]^+$, como el oxonio (H_3O^+), que tiene un par de electrones libres sobre el átomo de oxígeno.

3_LA POLARIDAD DE LAS MOLECULAS

Cap. 5



Representación del momento dipolar de una molécula polar ( ) $\vec{\mu}_T$

En el capítulo anterior estudiamos la polaridad de los enlaces entre los átomos que componen una molécula, que se caracteriza mediante el momento dipolar del enlace. Para analizar la polaridad de las moléculas, es necesario considerar cada uno de los enlaces que la forman, y además tener en cuenta la disposición geométrica de los mismos. La polaridad de una molécula se caracteriza mediante el momento dipolar de la molécula.

Una molécula polar tiene dos zonas, donde se concentran las densidades de carga positiva y negativa, que constituyen un dipolo eléctrico de carácter permanente. Este dipolo se caracteriza por el momento dipolar total de la molécula ($\vec{\mu}_T$, el que a su vez depende de los momentos dipolares de los enlaces entre sus átomos. El momento dipolar total de las moléculas diatómicas coincide con el momento dipolar de su único enlace.

El momento dipolar total de las moléculas poliatómicas (que contienen más de dos átomos) es, con buena aproximación, la suma vectorial de los momentos dipolares de todos sus enlaces.

Así para una molécula que tiene n enlaces es:

$$\vec{\mu}_T = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \ldots + \vec{\mu}_n = \sum \vec{\mu}_i$$

Para calcular esta suma vectorial se aplica la regla del paralelogramo y por consiguiente, es necesario conocer la geometría de la molécula. Para saber si una molécula es o no polar, es necesario conocer su momento dipolar total ($\vec{\mu}_T$ y distinguir si este vector es o no nulo. Si el momento dipolar total de una molécula es nulo ($\vec{\mu}_T = \vec{0}$), es decir si su módulo es cero, la molécula es no polar, mientras que si no es nulo, su módulo es distinto de cero y la molécula es polar.

POLARIDAD

Si $\vec{\mu}_T$ es nulo, es decir si $|\vec{\mu}_T| = 0$, entonces la molécula es no polar.
Si $\vec{\mu}_T$ no es nulo, es decir si $|\vec{\mu}_T| \neq 0$, entonces la molécula es polar.

El módulo del momento dipolar de una molécula es una medida de su polaridad, es decir, una molécula será tanto más polar cuanto mayor sea el módulo de su momento dipolar.

En la Tabla 6.1 mostramos los valores de los módulos de los momentos dipolares, medidos en Debye (D), de las moléculas de algunas sustancias, que han sido determinados experimentalmente.

molécula	μ (D)	polaridad	molécula	μ (D)	polaridad
H_2	0	no polar	H_2O	1,85	alta
Cl_2	0	no polar	H_2S	1,10	media
HF	1,92	alta	NH_3	1,46	alta
HCl	1,08	media	SO_2	1,60	alta
HBr	0,80	media	CO_2	0	no polar
HI	0,40	baja	CCl_4	0	no polar

Tabla 6.1: Módulo del momento dipolar de las moléculas de algunas sustancias.

Como podemos observar, el módulo del momento dipolar de las moléculas diatómicas H_2 y Cl_2 (formadas por átomos del mismo elemento) es cero, es decir, son moléculas no polares. Para las moléculas diatómicas formadas por átomos de elementos distintos, (HF, HCl, HBr, HI) el módulo del momento dipolar es distinto de cero. Además, en estas moléculas, los módulos de los momentos dipolares decrecen con la disminución de la diferencia de electronegatividad entre sus átomos. Es decir, la molécula de HF es la más polar y la de HI la menos polar.

Finalmente, podemos observar que las moléculas de CO_2 y de CCl_4, formadas por átomos de diferentes elementos tienen también momento dipolar nulo. ¿Por qué ocurre esto? Si bien sus enlaces individuales son polares, estas moléculas poseen una forma geométrica tal que la suma de sus momentos dipolares individuales se anula. De este modo, el momento dipolar resultante es nulo y estas moléculas son no polares. En otras palabras, aunque los enlaces individuales de una molécula sean polares, la molécula como un todo puede ser o no polar. En consecuencia, la distribución geométrica de los átomos juega un papel primordial sobre la polaridad de las moléculas.

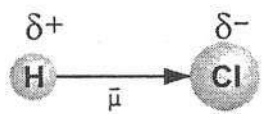
Determinación de momentos dipolares

Para saber si una molécula es o no polar, es necesario determinar su momento dipolar total ($\vec{\mu}_T$). A continuación describiremos cómo se obtiene el momento dipolar de las moléculas, teniendo en cuenta su atomicidad.

Moléculas diatómicas

El momento dipolar total de las moléculas diatómicas coincide con el momento dipolar de su único enlace y en estas moléculas podemos distinguir dos casos:

- Si la molécula está formada por átomos del mismo elemento, el enlace es covalente no polar, el momento dipolar total es nulo y por lo tanto la molécula es no polar. Ejemplos: H_2, Cl_2, N_2.
- Si la molécula está formada por átomos de elementos diferentes el enlace es polar y el momento dipolar total es un vector con origen en el átomo del elemento menos electronegativo y extremo en el otro. Por consiguiente, el momento dipolar total no es nulo y la molécula es polar. Ejemplos: HCl, NO, CO.



Representación del momento dipolar en la molécula de HCl

Moléculas poliatómicas

Para determinar si una molécula poliatómica formada por más de dos átomos es o no polar, es necesario efectuar la suma vectorial de los momentos dipolares de cada uno de sus enlaces, para lo cual debemos conocer su forma geométrica.

En primer lugar, consideraremos las moléculas que tienen el átomo central unido a átomos o grupos de átomos iguales, es decir, moléculas del tipo AX_n, donde A es el átomo central unido a n átomos, o grupos de átomos, periféricos iguales (X). Dentro de este tipo de moléculas estudiaremos aquellas cuya forma geométrica es lineal, angular, triangular, piramidal o tetraédrica. Luego trataremos las moléculas en las que el átomo central está unido a átomos o grupos de átomos que no son todos iguales.

Moléculas con un átomo central unido a átomos o grupos iguales

1_Moléculas triatómicas (AX_2)

Para determinar si una molécula triatómica es o no polar, es necesario efectuar la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces teniendo en cuenta su forma, que puede ser lineal o angular.

a) Moléculas lineales

En la figura se muestra la suma vectorial de los momentos dipolares para una molécula lineal como el dióxido de carbono (CO_2).

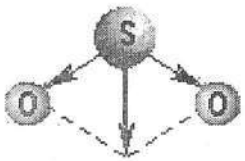
Como el átomo de oxígeno es más electronegativo que el de carbono, los dos enlaces son polares y sus momentos dipolares pueden representarse mediante dos vectores dirigidos desde el átomo de carbono hacia cada átomo de oxígeno. Los momentos dipolares de los dos enlaces C–O son de igual módulo y dirección pero de sentido contrario, por lo cual al sumarlos se anulan entre sí y la molécula es no polar.

Los momentos dipolares en la molécula de CO_2 se compensan

b) Moléculas angulares

Las moléculas angulares son polares ya que la suma vectorial de los momentos dipolares de sus enlaces no se anula.

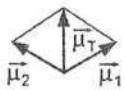
Por ejemplo, la molécula de dióxido de azufre (SO_2) es angular, los momentos dipolares de sus enlaces tienen el mismo módulo y están dirigidos desde el átomo de azufre, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de oxígeno. En la figura se muestra la suma vectorial de sus momentos dipolares, aplicando la regla del paralelogramo. El momento dipolar total obtenido, está dirigido desde el átomo de azufre hacia abajo y en consecuencia la molécula es polar.

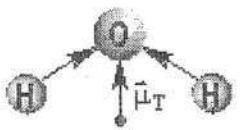


Suma vectorial de los momentos dipolares en la molécula de SO_2

La molécula de agua también es angular y los momentos dipolares de sus enlaces tienen igual módulo y están dirigidos desde los átomos de hidrógeno hacia el átomo de oxígeno que es el más electronegativo. Para efectuar la suma vectorial, mediante la regla del paralelogramo, es necesario trasladar los dos vectores a un origen común, como mostramos a continuación:

Molécula de agua





Momento dipolar de la molécula de agua

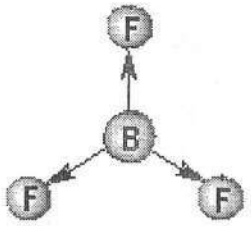
El momento dipolar total de la molécula de agua es un vector dirigido desde el centro de la carga positiva, situado en el punto medio de los dos átomos de hidrógeno, hacia el átomo de oxígeno. Por lo tanto, la molécula de agua es polar.

2_Moléculas tetratómicas (AX_3)

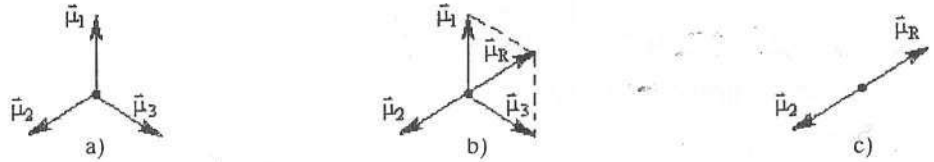
A continuación mostraremos cómo determinar los momentos dipolares de moléculas constituidas por cuatro átomos, de acuerdo con la forma geométrica.

a) Moléculas triangulares

Estas moléculas son no polares, como por ejemplo, la del trifluoruro de boro (BF_3). En ella, todos los átomos están en un mismo plano, con el átomo de boro en el centro de un triángulo equilátero y los de flúor en sus vértices, siendo sus ángulos de enlace de 120°.
Los tres enlaces B–F, son polares y sus momentos dipolares son vectores de igual módulo, dirigidos desde el átomo de boro, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de flúor.
A continuación mostramos cómo se procede para obtener la suma vectorial de los tres momentos dipolares.



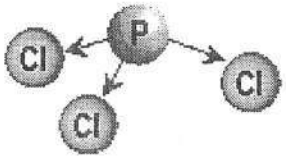
Molécula de BF_3



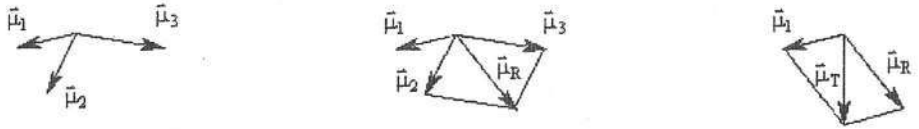
En a) indicamos los vectores de los momentos dipolares correspondientes a los tres enlaces de la molécula. En b) efectuamos la suma de los vectores $\vec{\mu}_1$ y $\vec{\mu}_3$ obteniendo el vector $\vec{\mu}_R$. En c) podemos observar que este vector $\vec{\mu}_R$ es el opuesto de $\vec{\mu}_2$ y cuando los sumamos se anulan entre sí. Por lo tanto, el vector momento dipolar total de la molécula de trifluoruro de boro es nulo y la molécula es no polar.

b) Moléculas piramidales

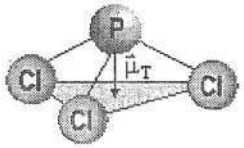
Las moléculas piramidales son polares.
Por ejemplo, en la molécula de tricloruro de fósforo (PCl_3), el átomo de fósforo está situado en el vértice superior de una pirámide y los átomos de cloro en los de la base. Los tres enlaces son polares y los vectores correspondientes a sus momentos dipolares, tienen igual módulo y están dirigidos desde el átomo de fósforo, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de cloro.
A continuación mostramos cómo se obtiene la suma vectorial de estos tres vectores:

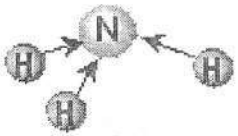


molécula de PCl_3



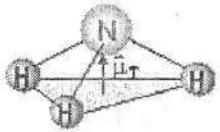
La suma de los vectores $\vec{\mu}_2$ y $\vec{\mu}_3$ da el vector $\vec{\mu}_R$. Si ahora sumamos este vector con el $\vec{\mu}_1$, se obtiene el vector momento dipolar total ($\vec{\mu}_T$) de la molécula de PCl_3. Este vector no es nulo, está dirigido desde el átomo de fósforo hacia abajo y por lo tanto la molécula es polar.



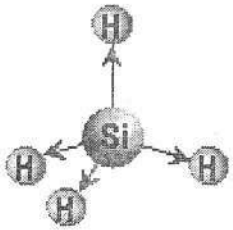


Molécula de amoníaco

La molécula de amoníaco (NH_3) es otro ejemplo de molécula piramidal, en la que los momentos dipolares de sus enlaces son de igual módulo y están dirigidos desde los átomos de hidrógeno hacia el de nitrógeno que es el más electronegativo.
El vector momento dipolar total de la molécula de NH_3, no es nulo. Está dirigido desde el centro de carga positivo, situado en el triángulo formado por los tres átomos de hidrógeno, hacia el átomo de nitrógeno. La molécula de amoníaco es polar.

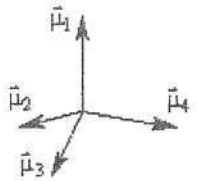


3_Moléculas pentatómicas (AX_4)

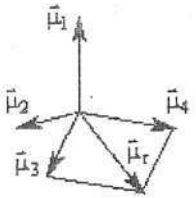


molécula de silano

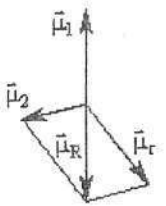
Determinaremos la suma vectorial de los momentos dipolares de los enlaces de moléculas formadas por cinco átomos, cuya forma geométrica es tetraédrica. Todas estas moléculas son no polares. Por ejemplo, en la molécula de silano (SiH_4) el átomo de silicio está situado en el centro de un tetraedro regular en cuyos vértices están los átomos de hidrógeno, formando ángulos de enlace de 109,5°.
Los cuatro enlaces son polares y sus momentos dipolares son vectores de igual módulo, dirigidos desde el átomo de silicio, que es el menos electronegativo, hacia los átomos de hidrógeno.
La suma vectorial de los momentos dipolares de los cuatro enlaces del silano se representa a continuación:



a)



b)



c)

En a) se muestran los cuatro momentos dipolares correspondientes a los enlaces de la molécula. En b) se efectúa la suma de los vectores $\vec{\mu}_3$ y $\vec{\mu}_4$ obteniéndose el vector $\vec{\mu}_r$. En c) se suman los vectores $\vec{\mu}_2$ y $\vec{\mu}_r$ cuyo resultado es el vector $\vec{\mu}_R$.
Luego, la suma vectorial de los tres vectores $\vec{\mu}_2$, $\vec{\mu}_3$ y $\vec{\mu}_4$, da el vector resultante $\vec{\mu}_R$ que como puede observarse es el opuesto de $\vec{\mu}_1$. Finalmente, la suma de $\vec{\mu}_R$ con $\vec{\mu}_1$ da el vector nulo. En consecuencia, el vector momento dipolar total de la molécula es nulo ($\vec{\mu}_T = \vec{0}$) y la molécula de silano es no polar.

Moléculas con un átomo central unido a átomos o grupos no iguales

En general, las moléculas en las cuales los átomos o grupos de átomos que rodean al átomo central no son todos iguales, son polares. Esto se debe a que los momentos dipolares de sus enlaces no tienen igual módulo y por lo tanto su suma vectorial no se anula.

A manera de ejemplo, se muestra cómo se obtiene el momento dipolar resultante en la molécula de sulfuro de carbonilo (SCO), que es lineal. Como la diferencia de electronegatividad entre el C y el O es mayor que entre el C y el S, el módulo del momento dipolar del enlace C–O, es mayor que el del C–S. Por lo tanto, aunque los vectores tienen sentido contrario, cuando se suman no se compensan, el momento dipolar total está dirigido desde el átomo de carbono hacia el de oxígeno y la molécula es polar.

Suma vectorial de los momentos dipolares en la molécula de SCO

Entre otros ejemplos de moléculas polares de este tipo podemos citar el metanal ($H_2C{=}O$), cuya moléculas son triangulares y el cloruro de metilo (CH_3Cl), cuyas moléculas tienen forma de tetraedro irregular.

Un resumen de lo expuesto en esta sección se presenta en las Tablas 6.2 y 6.3.

Moléculas	Condiciones	Forma	Ejemplos	Polaridad
Diatómicas	formadas por átomos del mismo elemento	lineal	N_2 H_2	no polar
	formadas por átomos de distintos elementos	lineal	HCl NO CO	polar
Poliatómicas	átomo central unido a átomos o grupos de átomos iguales	lineal	CO_2	no polar
		triangular	BF_3	
		tetraédrica	CH_4	
		angular	SO_2 H_2O	polar
		piramidal	NH_3 PCl_3	
	átomo central unido a átomos o grupos de átomos no iguales	todas	SCO $H_2C{=}O$ CH_3Cl	polar

Tabla 6.2: Polaridad de las moléculas de acuerdo con su forma geométrica

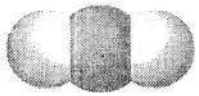
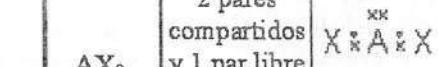
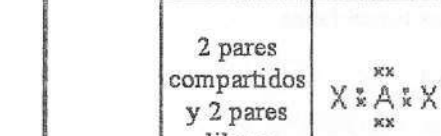
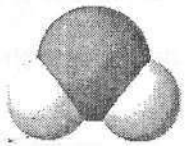
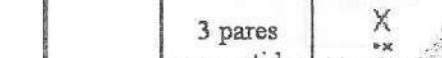
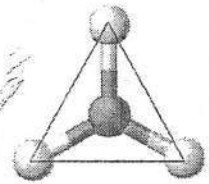
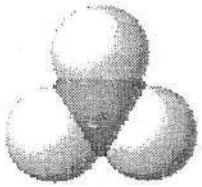
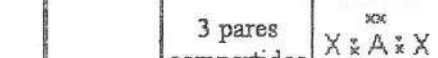
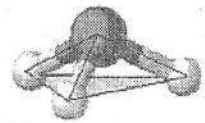
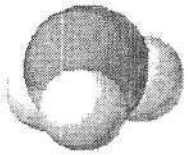
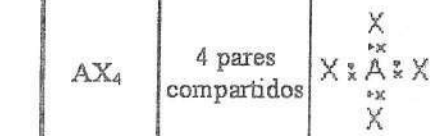
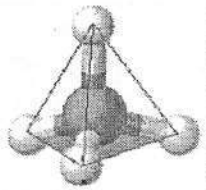
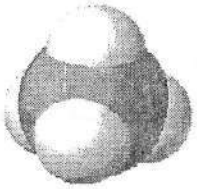
Fórmula	Pares electrónicos	Estructura de Lewis	Forma y ángulo de enlace	Modelo molecular	Ejemplos	Polaridad
AX_2	2 pares compartidos	X : A : X	lineal, 180°		BeH_2, BeF_2 CdI_2, $ZnBr_2$ CO_2	no polar $\mu = 0$ D
	2 pares compartidos y 1 par libre		angular, < 120°		$PbCl_2$, $SnCl_2$, SO_2	polar $\mu \neq 0$ D
					NO_2^-, PO_2^-	iones
	2 pares compartidos y 2 pares libres		angular, < 109,5°		H_2O, I_2O H_2S, OF_2	polar $\mu \neq 0$ D
					ClO_2^-, NH_2^-	iones
AX_3	3 pares compartidos		 triangular, 120°		BH_3, BF_3 BI_3, $AlCl_3$ SO_3	no polar $\mu = 0$ D
					NO_3^-, CO_3^{2-}	iones
	3 pares compartidos y 1 par libre		 piramidal, < 109,5°		NH_3, PH_3 PF_3, NCl_3 PCl_3	polar $\mu \neq 0$ D
					H_3O^+, IO_3^- SO_3^{2-}	iones
AX_4	4 pares compartidos		 tetraédrica, 109,5°		CH_4, SiH_4 CCl_4	no polar $\mu = 0$ D
					SO_4^{2-}, ClO_4^- PO_4^{3-}, BF_4^- NH_4^+	iones

Tabla 6.3: Ejemplos de formas geométricas de algunos iones y moléculas del tipo AX_n, teniendo en cuenta el número de pares electrónico alrededor del átomo central.

4_INTERACCIONES ENTRE PARTÍCULAS Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

Cap. 5

En el capítulo anterior hemos visto que las partículas que componen las diversas sustancias pueden ser iones (sustancias iónicas), moléculas (sustancias moleculares) o átomos (metales o sólidos covalentes). Además, hemos analizado los distintos tipos de uniones y las fuerzas de atracción que se ejercen entre las partículas que se unen.

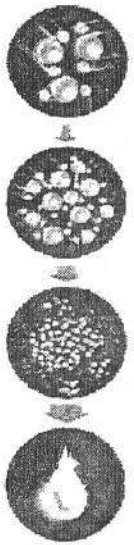
Las sustancias iónicas son sólidas y en general tienen altos puntos de fusión. En cambio, las sustancias moleculares pueden ser gases, líquidos, o sólidos de bajo punto de fusión; esto depende del tipo de partículas que componen las sustancias y de las fuerzas de interacción entre ellas.

Podemos distinguir esencialmente tres tipos de fuerzas de atracción entre las partículas que constituyen las sustancias: las fuerzas del enlace covalente, las fuerzas interiónicas y las fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas del enlace covalente actúan entre átomos que comparten electrones, las fuerzas interiónicas son las que operan entre los iones que constituyen un compuesto iónico y las intermoleculares son las que actúan entre moléculas.

Para producir la fusión o vaporización de una sustancia es necesario entregar energía para vencer las fuerzas que mantienen unidas las partículas que la componen. Cuanto más intensas sean estas fuerzas más elevados serán sus puntos de fusión y de ebullición. Por ejemplo, para fundir una sustancia iónica se requiere mucha energía para vencer las fuerzas de atracción electrostática que mantienen unidos los iones. En cambio, para producir la fusión o la vaporización de sustancias moleculares la energía requerida es mucho menor, ya que es utilizada únicamente para separar las moléculas unas de otras y no para romper enlaces covalentes entre sus átomos. Después de producido el cambio de estado, las moléculas conservan su estructura y permanecen intactas.

Las fuerzas de atracción que actúan entre las moléculas son fuerzas de origen eléctrico y dependen de la naturaleza de la sustancia. Se ponen de manifiesto cuando las moléculas están muy cerca unas de otras. Cuanto mayor es la intensidad de estas fuerzas, más energía se requiere para separar las moléculas y producir la fusión o la vaporización de la sustancia. Por lo tanto, más elevados son sus puntos de fusión y de ebullición.



Representación del proceso de condensación del vapor de agua. A medida que el vapor se enfría, las fuerzas de atracción entre las moléculas hacen que se agrupen formando gotitas

Básicamente se conocen tres tipos de fuerzas intermoleculares:

a) **Las fuerzas de dispersión o de London**, que están presentes en todas las sustancias moleculares.

b) **Las fuerzas dipolares** que sólo existen en sustancias cuyas moléculas son polares.

c) **Las interacciones de hidrógeno** que son fuerzas de atracción entre moléculas polares que contienen un átomo de hidrógeno unido a otro átomo muy electronegativo, como F, O y N.

Fuerzas de London

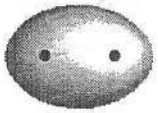
halógeno	*M* (g/mol)	P.de eb. (°C)
F_2	38,0	-188
Cl_2	71,0	-34,0
Br_2	160	58,0
I_2	254	184

Puntos de ebullición de los halógenos

En condiciones de presión y temperatura ambiente los halógenos tienen distinto estado de agregación. El flúor y el cloro son gases, el bromo es un líquido y el iodo es un sólido. Todas estas sustancias están formadas por moléculas diatómicas (F_2, Cl_2, Br_2, y I_2) en las que sus átomos están unidos por un par de electrones compartidos.

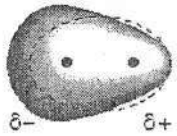
A medida que aumenta la masa molar de estas sustancias, más elevados son sus puntos de ebullición. Esto nos indica que también debe aumentar la intensidad de sus fuerzas intermoleculares.

En 1930 el físico austríaco Fritz London explicó teóricamente la naturaleza de estas fuerzas. Postuló que el proceso de movimiento al azar de los electrones de las moléculas, puede provocar en cualquier instante una distribución asimétrica de la nube electrónica. De este modo, se genera en la molécula un dipolo transitorio, que aparece y desaparece como consecuencia del propio movimiento electrónico. La molécula queda momentáneamente con una ligera densidad de carga positiva (δ+) en un extremo y una negativa en el otro (δ-). La molécula polarizada induce la formación de otro dipolo transitorio en una molécula vecina, generándose así una fuerza de atracción de origen eléctrico entre ambas. Estas fuerzas de atracción entre las moléculas se denominan fuerzas de dispersión de London.



Distribución simétrica de la nube electrónica

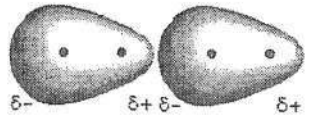
La intensidad de las fuerzas de London, depende de la facilidad con que puede distorsionarse la nube electrónica de cada molécula. Esta facilidad de distorsión se denomina **polarizabilidad**, debido a que la deformación de la nube electrónica polariza la molécula, generando el dipolo transitorio. Cuanto más polarizable es la nube electrónica de las moléculas de una sustancia, más intensas son las fuerzas de London que actúan entre ellas y más elevados son los puntos de fusión y de ebullición de la sustancia.



Distribución asimétrica de la nube electrónica

La polarizabilidad de las moléculas depende del tamaño de la nube electrónica. Cuando las nubes electrónicas son más grandes son más difusas y están menos atraídas por sus propios núcleos y por lo tanto se distorsionan más fácilmente. Esto hace que las fuerzas de atracción de London sean más intensas entre las moléculas de mayor tamaño, porque contienen mayor número de electrones.

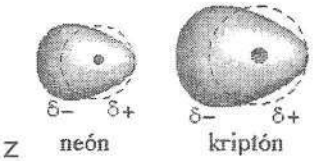
Recordemos que en la Tabla Periódica los elementos están ordenados por el número atómico (Z) creciente y en general a medida que éste aumenta también lo hace la masa atómica del elemento.



Atracción intermolecular entre dipolos transitorios

Comparemos por ejemplo, la polarizabilidad de las moléculas de bromo (Br_2) y las de flúor (F_2). La configuración electrónica externa del átomo de flúor (Z=9) es $2s^2 2p^5$, mientras que la del átomo de bromo (Z=35) es $4s^2 4p^5$. En la molécula de bromo los electrones de valencia están más alejados del núcleo que en la de flúor. Por consiguiente, la nube electrónica de la molécula de bromo es más difusa y está menos atraída por los núcleos que la de flúor. Las moléculas de bromo son más polarizables que las de flúor, generan fuerzas de atracción de London más intensas y se requiere más energía para separarlas. Esto explica por qué a temperatura ambiente, el bromo es líquido mientras que el flúor es un gas.

Por otra parte los puntos de ebullición del neón y del kriptón son -246 °C y -153 °C, respectivamente. Ambas sustancias son gases nobles y están constituidas por moléculas monoatómicas no polares. Los puntos de ebullición de estas sustancias dependen de la magnitud de las fuerzas de London y éstas a su vez de la polarizabilidad de sus nubes electrónicas. Los ocho electrones de valencia del neón están en el nivel n=2, mientras que los ocho del kriptón se hallan en el nivel n=4. La nube electrónica del átomo de kriptón es más grande y por lo tanto es más polarizable que la del neón. Esto significa que el dipolo transitorio generado por el kriptón tiene mayor densidad de carga que el del neón y sus fuerzas de London son más intensas. Por lo tanto, la atracción entre las moléculas de kriptón es más fuerte y podemos esperar que tenga mayor punto de ebullición.



Distorsión de las nubes electrónicas del neón y del kriptón

La intensidad de las fuerzas de London depende del tamaño de la nube electrónica y también de la forma de las moléculas. Este último factor adquiere importancia especialmente para moléculas de compuestos orgánicos como veremos oportunamente.

En moléculas de forma similar, las fuerzas de London aumentan su intensidad con el número de electrones que contienen y por lo tanto con la masa molar de la sustancia. Por ejemplo, los puntos de ebullición de los hidruros de los elementos del grupo 4 (carbono, silicio y germanio), cuyas moléculas tienen geometría tetraédrica y son no polares, aumentan con la masa molar de los hidruros, como se muestra a continuación:

Cap. 7

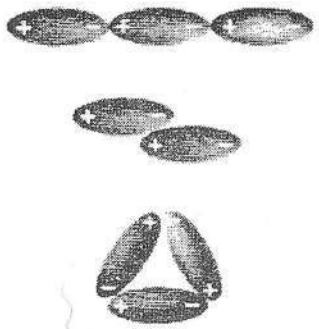
Nombre	Fórmula molecular	Masa molar (g/mol)	Punto de ebullición (°C)
metano	CH_4	16	- 161
silano	SiH_4	30	- 112
germano	GeH_4	77	-90,0

Fuerzas dipolares

Como consecuencia de su asimetría eléctrica, las moléculas polares tienen un dipolo de carácter permanente, mientras que en las moléculas no polares sólo aparecen dipolos transitorios. Entre las moléculas polares se originan fuerzas de atracción electrostática entre los polos de signo opuesto, denominadas fuerzas dipolares o interacciones dipolo-dipolo.

Cuando dos moléculas polares se aproximan, sus dipolos se orientan de manera tal que el extremo positivo de una, se acerca al extremo negativo de la otra. Se generan así fuerzas de atracción dipolo-dipolo entre las moléculas, dando origen a diversos tipos de asociaciones moleculares. Cuanto mayor es la polaridad de las moléculas de una sustancia, más intensas son las fuerzas dipolares que actúan entre ellas.

Las fuerzas de atracción que actúan entre las moléculas polares son tanto las fuerzas de London como las dipolares. Si consideramos sustancias de masa molar semejante y cuyas moléculas son de forma similar, en general se verifica que los puntos de ebullición de las sustancias polares son mayores que los de las no polares, como puede apreciarse en los datos presentados a continuación:


Asociaciones dipolares, generadas por la atracción dipolo-dipolo

Compuesto	Fórmula molecular	Masa molar (g/mol)	Polaridad	Punto de ebullición
nitrógeno	N_2	28,0	no polar	- 196°C
monóxido de nitrógeno	NO	30,0	polar	- 151°C
trifluoruro de boro	BF_3	67,8	no polar	-101°C
dióxido de azufre	SO_2	64,0	polar	-10,0°C

Si bien en general, se verifica que los puntos de ebullición de las sustancias polares son mayores que los de las no polares de similar masa molar, hay algunas excepciones, que no permiten establecer una regla general.

Como podemos observar, el punto de ebullición del nitrógeno cuyas moléculas son no polares, es menor que el del monóxido de nitrógeno, de similar masa molar y cuyas moléculas son polares. El trifluoruro de boro, no polar, tiene menor punto de ebullición que el dióxido de azufre que es polar y cuya masa molar es semejante.

Si comparamos sustancias polares de similar masa molar, podemos apreciar que el punto de ebullición de estas sustancias se incrementa con el momento dipolar, es decir, con la polaridad de sus moléculas:

Sustancia	Masa molar (g/mol)	Momento dipolar (D)	Punto de ebullición (°C)
NO	30,0	0,07	-152
PH_3	34,0	0,55	-87,4
H_2S	34,0	0,92	-60,7

Teniendo en cuenta que estas sustancias tienen similar masa molar, la contribución de las fuerzas de London es semejante. En consecuencia, las diferencias observadas en los puntos de ebullición, podemos atribuirlas a que las fuerzas dipolares entre moléculas de similar tamaño son más intensas cuanto mayor es la polaridad de las mismas.

Ejemplo 6.1

Dadas las sustancias HCl, HBr y HI, cuyos puntos de ebullición son respectivamente: -84,9 °C, -66,8 °C y -39,4 °C:

a) Indicar cuál tiene interacciones de London más intensas entre sus moléculas.
b) Indicar cuál tiene fuerzas dipolares más fuertes entre sus moléculas.
c) Justificar las diferencias observadas entre sus puntos de ebullición.

Resolución

a) La intensidad de las fuerzas de London depende del tamaño de la nube electrónica de las moléculas de cada sustancia, que a su vez está relacionado con la masa molar:

M (HCl) =36,5 g/mol ; M (HBr) = 81,0 g/mol ; M (HI) = 12? g/mol

Como el HI tiene la mayor masa molar, la nube electrónica de las moléculas de HI es la más distorsionable y la intensidad de las fuerzas de London será mayor entre estas moléculas.

b) La intensidad de las fuerzas dipolares depende de la polaridad de las moléculas de cada sustancia. Estas tres sustancias están formadas por moléculas diatómicas lineales y son polares. Debemos comparar la polaridad de sus enlaces que a su vez depende de la diferencia de electronegatividad (ΔE) entre los átomos que forman los enlaces.

$$\Delta E\ (HCl) = 0,9 \ ; \ \Delta E\ (HBr) = 0,7 \ ; \ \Delta E\ (HI) = 0,4$$

Como el enlace H—Cl tiene la mayor diferencia de electronegatividad, es el más polar, el HCl presenta las fuerzas dipolares más intensas entre sus moléculas.

c) Dado que la diferencia entre las masas molares es muy grande, es razonable que predominen las fuerzas de London. Por lo tanto es de esperar que el HI, que tiene la mayor masa molar, tenga el mayor punto de ebullición.

sustancia	M(g/mol)	Fuerzas de London	ΔE	Fuerzas dipolares
HCl	36,5	⇩	0,9	⇧
HBr	81,0		0,7	
HI	128		0,4	

Interacciones de hidrógeno

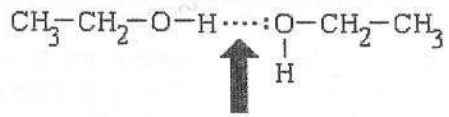
Se ha verificado experimentalmente que las propiedades físicas y químicas de moléculas polares que tienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo altamente electronegativo (nitrógeno, oxígeno o flúor) no pueden explicarse teniendo en cuenta únicamente la polaridad de la molécula. Por ejemplo, a temperatura ambiente, el éter metílico es un gas mientras que el etanol (alcohol etílico) es un líquido:

Compuesto	Fórmula semidesarrollada	Fórmula molecular	Masa molar (g/mol)	Punto de ebullición
dimetiléter	CH_3– O–CH_3	C_2H_6O	46,0	-24,0°C
etanol	CH_3–CH_2–OH	C_2H_6O	46,0	78,2°C

Ambos compuestos tienen la misma fórmula molecular (C_2H_6O) y por lo tanto igual masa molar, pero difieren sustancialmente en sus puntos de ebullición. Esto nos indica que las fuerzas de atracción entre las moléculas de etanol son mucho más intensas que entre las de éter metílico. Sin embargo, las nubes electrónicas de ambas moléculas son aproximadamente del mismo tamaño y por consiguiente sus fuerzas de London son similares. Además, las dos moléculas son polares por lo cual las fuerzas dipolares tampoco explican la gran diferencia entre sus puntos de ebullición. Es evidente que entre las moléculas de etanol debe existir algún otro tipo de fuerzas de atracción que no hay entre las del éter.

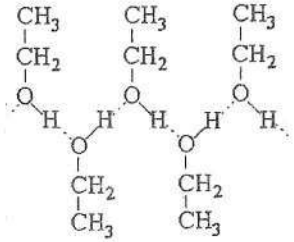
Como el átomo de oxígeno es muy electronegativo, el par de electrones del enlace covalente O–H de la molécula de etanol está desplazado hacia el átomo de oxígeno. El átomo de hidrógeno tiene entonces una alta densidad de carga positiva y puede atraer al átomo de oxígeno de otra molécula, compartiendo parcialmente con éste un par de sus electrones libres.

Este tipo de interacción se representa mediante una serie de puntos alineados, entre el átomo de hidrógeno de una molécula de etanol y el átomo de oxígeno de la otra, según:



Interacción de hidrógeno entre dos moléculas de etanol. Los dos puntos a la izquierda del átomo de oxígeno, indican un par de electrones libres

A su vez, el átomo de hidrógeno que está unido al de oxígeno en la molécula vecina, puede establecer otro enlace con el átomo de oxígeno de otra molécula y así sucesivamente, formando cadenas en zigzag. Este tipo de atracción intermolecular, en la cual el átomo de hidrógeno actúa como puente de enlace entre dos átomos muy electronegativos, (como los de oxígeno) recibe el nombre de **interacción o enlace de hidrógeno**.



Interacción de hidrógeno entre moléculas de etanol

Este tipo de fuerzas intermoleculares se producen cuando en una molécula el átomo de hidrógeno está unido en forma covalente a un átomo muy electronegativo (**F, O, N**) que contiene por lo menos un par de electrones libres.

Las interacciones hidrógeno son más intensas cuanto mayor es la electronegatividad del átomo unido al átomo de hidrógeno. El orden de electronegatividad creciente de estos átomos es: N < O < F. La capacidad para formar estos enlaces es exclusiva del átomo de hidrógeno debido a que su pequeño tamaño facilita su interacción con otros átomos.

La interacción de hidrógeno juega un papel preponderante para explicar muchas de las propiedades singulares del agua. Además, esta interacción permite explicar propiedades fundamentales de numerosos compuestos de gran importancia biológica, como los ácidos nucleicos, las enzimas y las proteínas.

En general, las sustancias cuyas moléculas están asociadas por interacciones de hidrógeno tienen puntos de fusión y de ebullición relativamente altos, debido a que se requiere gran energía para producir la ruptura de tales asociaciones.

En la Tabla 6.4 se presentan valores de los puntos de ebullición de compuestos binarios que contienen hidrógeno, correspondientes a los primeros elementos de los grupos 17, 16 y 15.

Sustancia	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Punto de ebullición (°C)
fluoruro de hidrógeno	HF	20,0	19,5
cloruro de hidrógeno	HCl	36,5	-84,9
bromuro de hidrógeno	HBr	81,0	-66,8
ioduro de hidrógeno	HI	128	-39,4
agua	H_2O	18	100
sulfuro de hidrógeno	H_2S	34	-60,7
seleniuro de hidrógeno	H_2Se	81,0	-41,5
telururo de hidrógeno	H_2Te	130	-2,00
amoniaco	NH_3	17,0	-33,4
fosfina	PH_3	34,0	-87,4
arsina	AsH_3	78,0	-62,4
estibina	SbH_3	125	-17,0

Tabla 6.4: Puntos de ebullición de compuestos binarios de hidrógeno

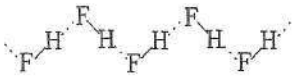
Las sustancias HF, H_2O y NH_3, tienen puntos de ebullición anormalmente altos en relación con los otros compuestos de su mismo grupo. En esos compuestos, el hidrógeno está unido a elementos fuertemente electronegativos (F, O y N), que producen enlaces de hidrógeno entre sus moléculas. En los demás compuestos, los átomos unidos al de hidrógeno no son tan electronegativos y no se producen interacciones de hidrógeno. Esto explica los altos puntos de ebullición de estos compuestos, respecto de los que forman los demás elementos de su mismo grupo.

A continuación analizaremos cada uno de estos tres compuestos.

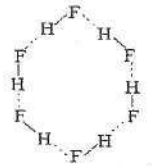
◦ Fluoruro de hidrógeno

En el estado sólido y en el líquido el fluoruro de hidrógeno (HF) está asociado por enlaces de hidrógeno formando cadenas en forma de zigzag, constituidas por numerosas moléculas.

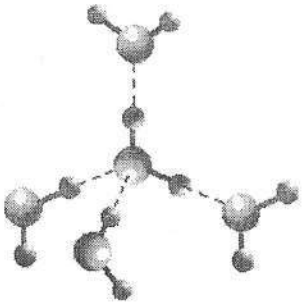
Datos experimentales indican que aún en el estado gaseoso persisten cadenas que contienen entre cuatro y seis moléculas. Hildebrand y Simons señalaron que en el estado gaseoso las moléculas de HF también están asociadas en forma de anillos hexagonales (hexámeros). Dado el gran carácter electronegativo del flúor, estos enlaces son relativamente intensos, de modo que sus moléculas experimentan grandes fuerzas de atracción, lo que confiere al HF un elevado punto de ebullición.



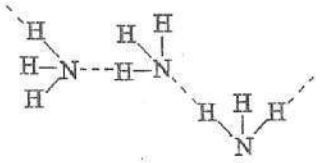
Enlace de hidrógeno entre moléculas de HF



Hexámero de HF



Cada molécula de agua puede formar 4 asociaciones de hidrógeno con otras 4 moléculas



Enlace de hidrógeno entre moléculas de amoníaco

- **Agua**

Como hemos visto, en la molécula de agua (H_2O) el átomo de oxígeno está situado en el centro de un tetraedro en cuyos vértices hay dos átomos de hidrógeno y dos pares de electrones libres. Por lo tanto, cada molécula de agua puede formar cuatro interacciones de hidrógeno, con los átomos de hidrógeno de otras moléculas.

Esto da lugar a estructuras tridimensionales muy estables, que se forman especialmente en el hielo. A medida que se aumenta la temperatura, se van rompiendo algunos enlaces de hidrógeno. En el agua en estado líquido aún permanecen algunos de estos enlaces, mientras que en el vapor de agua sólo hay moléculas individuales separadas entre sí.

- **Amoníaco**

También se producen interacciones de hidrógeno entre las moléculas de amoníaco (NH_3), en las cuales el átomo de nitrógeno se encuentra en el vértice de una pirámide con un par de electrones libres. La interacción de hidrógeno se establece entre un átomo de hidrógeno de una molécula y el par de electrones libres del átomo de nitrógeno de otra molécula.

Este interacción es de menor intensidad que la que se produce entre moléculas de HF, debido a la menor electronegatividad del nitrógeno respecto del flúor. Por esta razón, el punto de ebullición del amoníaco es menor que el del fluoruro de hidrógeno y las asociaciones entre moléculas de NH_3 sólo se producen en estado líquido o sólido.

Aunque la estibina (SbH_3) no tiene interacciones puente de hidrógeno entre sus moléculas, tiene un punto de ebullición más elevado (-17,0°C) que el del amoníaco (-33,4°C). Esto puede atribuirse a la gran diferencia entre sus masas molares, que hace que las fuerzas de London sean mucho más intensas en la estibina que en el amoníaco y predominen sobre las otras fuerzas.

En la Figura 6.2 se resumen las interacciones que presentan distintos tipos de moléculas.

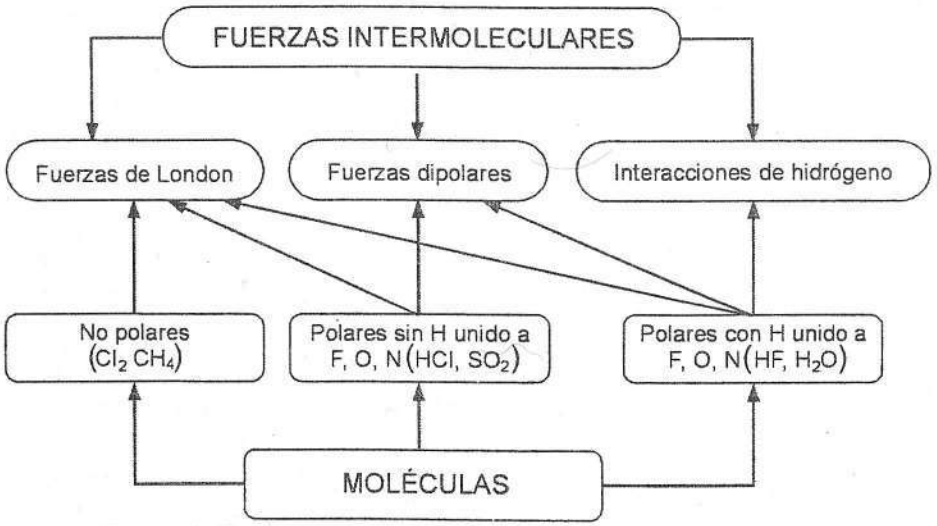


Figura 6.2: Fuerzas intermoleculares entre distintos tipos de moléculas.

FUERZAS DE ATRACCIÓN Y CAMBIOS DE ESTADO

Las fuerzas del enlace covalente y las fuerzas interiónicas son de similar intensidad y mucho más intensas que las fuerzas intermoleculares. Los tres tipos de fuerzas intermoleculares (London, dipolares y enlaces de hidrógeno), son mucho más débiles que las uniones iónicas y las covalentes.

Que una sustancia molecular sea un gas, un líquido o un sólido depende del predominio entre la energía de movimiento de sus moléculas (energía cinética) y la energía de atracción entre ellas debida a las fuerzas intermoleculares. Las moléculas de un gas permanecen separadas porque sus energías cinéticas son mucho mayores que las energías debidas a las fuerzas de atracción intermoleculares. En cambio, las moléculas de una sustancia en estado líquido o sólido permanecen muy cercanas, dado que su energía cinética media es insuficiente para vencer a las fuerzas de atracción intermoleculares.

Para producir la fusión o la vaporización de una sustancia es necesario entregar suficiente energía para vencer las fuerzas de atracción entre las partículas que la componen y producir su separación. En efecto, cuando entregamos calor a una sustancia aumenta la energía cinética media de sus partículas y por lo tanto su velocidad media. Esto hace que la intensidad de las fuerzas de atracción disminuya de manera que las partículas se separen lo suficiente para producir la fusión o la vaporización.

Para comparar los valores de los puntos de fusión o de ebullición de sustancias debemos relacionarlos con las intensidades de las fuerzas de atracción entre las partículas que las componen. Como la intensidad de las fuerzas interiónicas es mucho mayor que la de las fuerzas intermoleculares, los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias iónicas son mucho más elevados que los de las moleculares.

Los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias moleculares dependen de la intensidad de sus fuerzas intermoleculares.

Las fuerzas de London actúan entre las moléculas de todas las sustancias, las dipolares lo hacen entre moléculas polares y las interacciones de hidrógeno operan sólo entre moléculas polares que tienen un átomo de hidrógeno unido a un átomo de flúor, de oxígeno o de nitrógeno. La intensidad total de las fuerzas de atracción que actúan entre las moléculas dependerá de la contribución de cada una de ellas.

Como las fuerzas de London dependen del tamaño de la nube electrónica de las moléculas, para comparar los puntos de fusión y de ebullición de sustancias moleculares, debemos tener en cuenta sus masas molares. La intensidad de las fuerzas de London entre moléculas de sustancias con similar masa molar es semejante. En consecuencia, la diferencia entre la intensidad de las fuerzas intermoleculares se deberá a las fuerzas dipolares y a las interacciones de hidrógeno.

En el Apéndice de éste Capítulo se presenta una tabla con datos que permiten ejemplificar estos conceptos.

Las fuerzas de atracción entre moléculas polares son más intensas que entre las no polares. Por lo tanto, los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias polares son más elevados que los de las no polares, de similar masa molar. Por otra parte, entre las moléculas polares, las que presentan enlaces de hidrógeno se atraen con mayor intensidad y en consecuencia es de esperar que sus puntos de ebullición sean más elevados.

La diferencia entre la intensidad de las fuerzas de atracción entre las moléculas de sustancias con muy distinta masa molar, se debe casi siempre a la contribución de las fuerzas de

London. En general, los puntos de fusión y de ebullición de una sustancia de masa molar mucho mayor que otra son mayores, independientemente de la polaridad de las moléculas de las sustancias. No obstante, no es posible establecer una regla general que permita predecir las diferencias entre los puntos de fusión y/o de ebullición de sustancias cuyas masas molares son diferentes.

Como resumen de todo lo expuesto en relación a las fuerzas intermoleculares, podemos decir:

- Las fuerzas intermoleculares son más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los iones en los enlaces iónicos o a los átomos en los covalentes.
- La intensidad de las fuerzas intermoleculares depende de la masa molar, de la forma y polaridad de las moléculas y de la posibilidad de que éstas formen asociaciones por puente de hidrógeno.
- Las fuerzas intermoleculares no actúan de manera independiente, sino en forma combinada, predominando unas sobre otras según la naturaleza de la sustancia.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

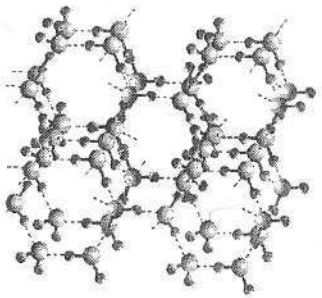
EL AGUA Y EL HIELO

El agua en estado sólido (hielo) presenta algunas características peculiares. La mayoría de las sustancias en estado sólido son más densas que en estado líquido, razón por la cual el sólido se sumerge en el líquido. Sin embargo, esto no ocurre con el hielo cuya densidad es menor que la del agua en estado líquido y por lo tanto flota sobre su superficie. Este comportamiento sorprendente del agua puede ser explicado analizando su estructura molecular y las fuerzas intermoleculares que presenta.

A diferencia de casi todas las sustancias, el agua se dilata cuando se congela. En efecto, su densidad alcanza su máximo valor (1,00 g/cm^3) a la temperatura de 4°C y por lo tanto es menor a otras temperaturas. Cuando una masa de agua se enfría por debajo de 4°C hasta 0°C, aumenta su volumen por lo que su densidad (masa/volumen) disminuye. Por encima de los 4°C, el agua se comporta como todos los líquidos aumentando su volumen con la temperatura y la densidad también disminuye. Esta propiedad única del agua explica muchos hechos que observamos en nuestra vida cotidiana.

Cuando una masa de agua se enfría por debajo de 4°C, disminuye su densidad y queda en la parte superior. Por esta razón, en invierno los lagos comienzan a congelarse sobre la superficie. La capa de hielo formada flota sobre el agua que queda debajo sin congelarse. Esto permite que los peces y otros organismos vivientes de aguas frías puedan sobrevivir debajo de la capa de hielo formada. En un mundo donde el hielo fuera más denso que el agua, los peces y los otros organismos vivientes se congelarían.

Este hecho está íntimamente relacionado con la estructura del hielo, en la que los enlaces de hidrógeno posibilitan la formación de una disposición hexagonal en forma de capas tridimensionales. Esta estructura es muy abierta y con grandes espacios vacíos, lo que explica la baja densidad del hielo.



Estructura cristalina del hielo

El proceso de fusión del hielo implica la ruptura de muchos de los enlaces de hidrógeno, destruyendo parcialmente la estructura cristalina. Esto posibilita que algunas de las moléculas de agua se acerquen formando una estructura más compacta. Los espacios hexagonales se ocupan parcialmente y el volumen de una determinada cantidad de agua decrece, aumentando su densidad hasta

alcanzar su máximo valor a 4°C.

Por encima de esta temperatura, las moléculas de agua adquieren suficiente energía cinética para separarse, por lo que su volumen aumenta y la densidad disminuye nuevamente.

Para elevar la temperatura de una masa de agua se requiere gran cantidad de energía en forma de calor para romper los enlaces de hidrógeno. Esto hace del agua un líquido ideal para transferir calor de un lugar a otro. Por ejemplo, se la usa en los sistemas de calefacción por agua caliente ("losa radiante") y como refrigerante en los radiadores de los autos.

Gracias a la capacidad de formar puentes de hidrógeno y a la polaridad de sus moléculas, el agua tiene gran poder disolvente de sustancias iónicas y polares.

FUERZAS ENTRE PARTÍCULAS Y CARACTERÍSTICAS DE LOS SÓLIDOS

En el Capitulo 5 hemos analizado las uniones químicas, y hemos descripto sólidos constituidos por diversas partículas (moléculas, iones, átomos) que están ordenadas regularmente en el espacio formando redes cristalinas. Ellos constituyen un excelente ejemplo para analizar los distintos tipos de interacciones entre partículas. Las fuerzas de atracción que mantienen unidas a las partículas de un sólido son de diversa índole y le confieren características macroscópicas bien diferenciadas.

- **Los sólidos iónicos** están formados por una red cristalina constituida por cationes y aniones, como por ejemplo el cloruro de potasio (KCl). Estos iones de distinto signo se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática. Los compuestos iónicos en estado sólido no conducen la corriente eléctrica, debido a que los iones no pueden desplazarse libremente, y además no existen electrones libres que puedan actuar como portadores de carga eléctrica. Sin embargo, fundidos (en estado líquido) o disueltos (en solución), se vuelven buenos conductores, debido a la formación de iones. Los sólidos iónicos poseen altos puntos de fusión, ya que las fuerzas de atracción electrostática que deben vencerse para romper las estructuras cristalinas son grandes.

- **Los sólidos moleculares** son aquellos formados por moléculas que se mantienen unidas entre sí por fuerzas intermoleculares, de distinto tipo. Estas fuerzas son lo suficientemente altas como para mantener la estructura del sólido, aunque son mucho más débiles que las de los enlaces entre átomos o iones. Estos sólidos en general son blandos, poseen bajos puntos de fusión, y no conducen la corriente eléctrica, ya que los electrones están comprometidos en las uniones y no tienen libertad de movimiento. Muchas de las sustancias gaseosas, como por ejemplo el CO_2, originan este tipo de sólidos cuando se las enfría. Otros ejemplos son el hielo y el azúcar común (sacarosa).

- **Los sólidos covalentes** constituyen un cristal formado por átomos unidos entre sí por enlaces covalentes, que se extienden en direcciones determinadas, formando estructuras tridimensionales. El diamante es el ejemplo típico de un sólido covalente.

- **Los sólidos metálicos** están constituidos por una red formada por un conjunto de iones positivos (retículo catiónico) inmersa en una nube de electrones. De esta manera, se establece una atracción electrostática entre cationes y electrones que mantienen la estructura metálica. Las propiedades de los metales varían ampliamente. Algunos como el sodio son

Cap. 5

tan blandos que pueden cortarse con un cuchillo, mientras que el hierro es sumamente duro. No obstante, debido a que la nube electrónica puede desplazarse a través de todo el retículo catiónico, poseen una alta conductividad térmica y eléctrica.

En la Tabla 6.5 se muestran el tipo de partículas que componen las sustancias sólidas, las interacciones entre las mismas y sus propiedades macroscópicas más importantes.

Tipo de Sólido	Partículas constitutivas	Fuerzas de atracción	Propiedades	Ejemplos
Iónico	Iones	Atracción electrostática entre iones de carga opuesta.	Muy duros, quebradizos. Alto punto de fusión. Buenos aisladores. Solubles en disolventes polares. Conducen la corriente eléctrica en estado líquido o disueltos en agua.	KCl, CaF_2, Na_2SO_4
Molecular	Moléculas	Fuerzas intermoleculares	Blandos, bajo punto de fusión, malos conductores del calor y de la corriente eléctrica.	I_2, hielo, CO_2 (s), glucosa
Covalente	Átomos	Enlaces covalentes entre átomos.	Muy duros. Muy alto punto de fusión. En general son malos conductores del calor y de la corriente eléctrica.	Diamante Cuarzo (SiO_2)
Metálico	Átomos	Atracción eléctrica entre cationes y electrones.	Relativamente duros, dúctiles y maleables. Brillantes. Punto de fusión relativamente alto. Buenos conductores del calor y de la electricidad.	Mg, Cu, Al, aleaciones

Tabla 6.5: Tipos de sólidos y propiedades.

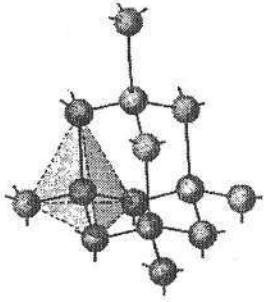
LA QUÍMICA Y LA VIDA

VARIEDADES DEL CARBONO

Diamante y grafito

El diamante está constituido por átomos del elemento carbono. El grafito también. El primero es un cristal transparente muy duro a tal punto que es uno de los sólidos más duros que se conoce. Gracias a esta propiedad, el diamante es usado para cortar vidrios y aceros. El grafito, en cambio, es un sólido negro blando y quebradizo, utilizado como lubricante y principalmente en la fabricación de minas para lápices. Ahora bien, si el diamante y el grafito están formados por el mismo elemento, ¿Por qué lucen tan diferentes y se comportan tan distinto? La clave de la respuesta está en la manera en que los átomos de carbono están ordenados en ambos materiales.

El diamante tiene una estructura cristalina rígida, en la cual cada átomo de carbono esta unido en forma covalente a otros cuatro. En la figura se muestra la estructura cristalina del diamante. Las bolitas representan los átomos de carbono. Cada átomo de carbono se halla en el centro de un tetraedro regular formado por los cuatro átomos de carbono vecinos. Los átomos de carbono están unidos entre sí por pares de electrones compartidos. La red de átomos de carbono se extiende a través de todo el cristal.

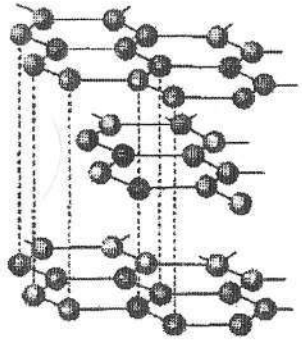


Estructura del diamante

El proceso de fusión del diamante implica romper estos enlaces covalentes entre los átomos de carbono lo que requiere una gran cantidad de energía. Por esta razón, el diamante tiene un punto de fusión extremadamente alto (3550°C), incluso mayor que cualquier cristal iónico.

La dureza e inercia química del diamante son consecuencia de los fuertes enlaces covalentes existentes entre los átomos de carbono. Los cristales de diamante son malos conductores de la electricidad, puesto que no tienen electrones móviles, debido a que todos están involucrados en las uniones covalentes. Se presenta en forma de hermosos cristales transparentes, usados en joyería como piedras preciosas, siendo muy apreciadas las incoloras y las de matices especiales, como azul, rojo o verde. Los diamantes imperfectos, piedras grises o negras, no tienen valor como joyas, pero gracias a su dureza se usan para labrar y pulir otras piedras finas y también para barrenar rocas. La unidad de medida para calcular el valor de un diamante es el quilate, que equivale a 0,20 g.

Como hemos dicho, el carbono forma también otra estructura cristalina conocida como grafito.



Estructura del grafito

El grafito posee una estructura laminar formada por diversas capas de anillos hexagonales. En cada capa, un átomo de carbono esta unido sólo a otros tres, por lo cual un electrón de cada átomo está relativamente libre para moverse. Esto hace del grafito un buen

conductor del calor y la electricidad.

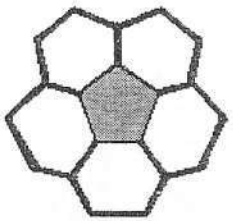
Mientras en los anillos que forman cada capa los átomos de carbono están unidos en forma covalente, las capas se atraen mutuamente por fuerzas de London, que son mucho más débiles. Así, las capas pueden deslizarse entre sí con relativa facilidad, por lo que el grafito puede usarse como lubricante y en la fabricación de minas para lápices.

Estas estructuras tan diferentes son las que nos dan la razón para explicar porqué el diamante es tan duro mientras que el grafito se rompe fácilmente.

Los fullerenos

Hasta 1985, sólo se mencionaban dos variedades alotrópicas del carbono: el grafito y el diamante. En ese año, los estadounidenses Robert Curl y Richard Smalley en conjunto con el inglés Harold Kroto, descubrieron una nueva variedad del carbono, correspondiente a moléculas de masa molecular muy elevada, siendo las más frecuentes las formadas por 60 o 70 átomos de carbono (C_{60} y C_{70}).

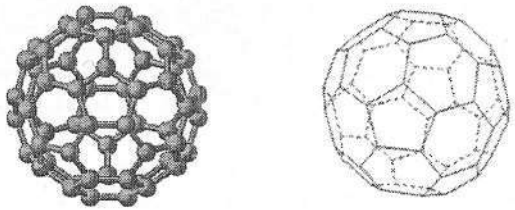
Estas moléculas tienen formas esferoidales y son muy parecidas a las estructuras metálicas que solía construir el arquitecto norteamericano Richard Buckminster Fuller (1895-1983).



pentágono rodeado por cinco hexágonos

En homenaje a Buckminster Fuller, los científicos decidieron llamar "fullerenos" a esta nueva familia de moléculas de carbono.

Mientras que el diamante y el grafito presentan una estructura reticular extendida, los fullerenos tienen una estructura molecular tridimensional cerrada sobre sí misma, siendo la más común la formada por 60 átomos de carbono. Su fórmula molecular es C_{60} y su masa molecular 720 u. Los 60 átomos de carbono del C_{60} están unidos formando un poliedro cuyas caras son pentágonos y hexágonos, con los átomos de carbono en sus vértices. Cada pentágono del poliedro está rodeado por cinco hexágonos. Las uniones químicas entre estos átomos siguen el mismo patrón que las costuras de una pelota de fútbol.



La extraordinaria simetría de esta tipo de molécula le brinda propiedades físicas y químicas sorprendentes. Sus posibles usos son actualmente objeto de amplias investigaciones.

EJERCICIOS

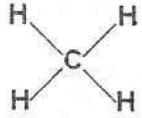
1_ Para cada una de las moléculas de tipo AX_n, cuya forma geométrica se indica a continuación, indicar su atomicidad y el número de pares electrónicos libres en el átomo central.

a) Lineal
b) Angular (ángulo de enlace < 120°)
c) Angular (ángulo de enlace < 109,5°)
d) Triangular
e) Piramidal
f) Tetraédrica

2_ Predecir la forma geométrica de las siguientes especies mediante la TRePEV:

a) BeF_2 b) CO_2 c) SO_3 d) CF_4 e) CO_3^{2-} f) H_2S g) BrO_4^- h) PF_3

3_ Explicar por qué la forma geométrica de la molécula de metano no puede ser cuadrada plana con los cuatro átomos de hidrógeno en los vértices y el carbono en el centro, como se muestra en la figura.



4_ Con algunos de los elementos P, H, O, C y S, escribir las fórmulas de:

a) una molécula de geometría lineal
b) una molécula de geometría angular
c) una molécula de geometría triangular
d) un catión monovalente de geometría piramidal
e) un anión divalente de geometría tetraédrica

5_ Una molécula del compuesto H_2XO_4 tiene en total 50 protones. Escribir su estructura de Lewis e indicar la forma geométrica del anión XO_4^{2-}.

6_ Escribir la estructura de Lewis de un anión trivalente de forma tetraédrica formado por un átomo de P y átomos de O.

7_ Un átomo de nitrógeno forma con átomos de oxígeno, un anión monovalente en el cual el nitrógeno no tiene pares de electrones libres. Escribir la estructura de Lewis del anión y predecir su forma geométrica, indicando el ángulo de enlace.

8_ Un átomo de cloro forma con átomos de oxígeno un anión monovalente de forma piramidal. Escribir la fórmula de Lewis del anión y estimar su ángulo de enlace.

9_ Un átomo de azufre forma con tres átomos de oxígeno un anión divalente. Escribir la estructura de Lewis del anión, predecir su geometría e indicar el ángulo de enlace.

10_ Sabiendo que el anión XO_3^{2-} tiene en total 42 electrones, escribir la estructura de Lewis de la molécula XO_3, indicar la geometría y el ángulo de enlace.

11_ Un átomo del elemento X que pertenece al tercer período, forma con átomos de cloro una molécula que tiene tres enlaces covalentes simples. Escribir la estructura de Lewis de la molécula, e indicar su forma geométrica y ángulo de enlace.

12_ Escribir las fórmulas de dos sustancias, cuyas moléculas estén formadas por átomos diferentes, que tengan momento dipolar nulo y otras dos cuyo momento dipolar no sea nulo.

13_ Explicar, desde el punto de vista de la forma geométrica, por qué el momento dipolar del CO_2 es nulo y el del SCO no.

14_ Dadas las sustancias: SiF_4 ; I_2O ; NF_3 ; SO_3 ; H_2S. Indicar su geometría molecular. ¿Cuál o cuáles tienen momento dipolar nulo?

15_ Explicar la diferencia entre un dipolo transitorio y uno permanente.

16_ Dadas las siguientes proposiciones indicar si son verdaderas o falsas.

a) Cuanto mayor es la temperatura de una sustancia molecular, más intensas son las fuerzas de London entre sus moléculas.
b) Las moléculas de agua no forman interacciones de hidrógeno con moléculas de otras sustancias.
c) El punto de ebullición del bromo es mayor que el del cloro, porque las moléculas de bromo son más polarizables que las de cloro.
d) Entre las moléculas de amoníaco en estado líquido, actúan los tres tipos de fuerzas intermoleculares.
e) Cuanto más próximas están las moléculas de metano entre sí, más intensas son sus fuerzas dipolares.

17_ Indicar qué tipo de fuerzas intermoleculares actúan en estado líquido, en las sustancias:

a) Xe b) CH_3I c) HI d) CH_3OH e) CCl_4

18_ Colocar las sustancias O_2, HCl y HBr en orden creciente de sus puntos de ebullición.

19_ a) Dadas las siguientes especies, seleccionar aquellas que forman unión hidrógeno entre sus moléculas: HF , H_2S , CH_3OCH_3.

b) ¿Cuál o cuáles de las moléculas de las siguientes sustancias forman unión hidrógeno con moléculas de agua?: amoníaco, fosfina, CH_3OH, CH_4.

20_ Justificar cuál de las sustancias de cada uno de los siguientes pares, se espera que tenga mayor punto de ebullición.

a) NaCl y HBr b) CO_2 y SiO_2 c) CSO y CS_2 d) Cl_2O y I_2O e) O_2 y H_2S

21_ Utilizando algunos de los elementos C, N, Cl, H, O y K, escribir las fórmulas de:

a) una sustancia binaria sólida de alto punto de fusión.
b) una sustancia binaria líquida de bajo punto de fusión.
c) dos sustancias formadas por distintos elementos, en las que sólo actúen las fuerzas de London entre sus moléculas.
d) dos sustancias que presenten fuerzas dipolares entre sus moléculas.
e) una sustancia que forme enlace de hidrógeno entre sus moléculas y las de agua.

22_ Dadas las sustancias H_2S, Na_2O, CH_3OH y CH_4 , colocarlas por orden creciente de sus puntos de ebullición, y seleccionar una cuyo momento dipolar total sea nulo.

23_ Indicar cuál es la principal fuerza de atracción hay que vencer para producir cada uno de los siguientes procesos:

a) fundir cloruro de sodio
b) fundir tetrabromuro de carbono (CBr_4) sólido
c) vaporizar amoníaco líquido
d) fundir hielo

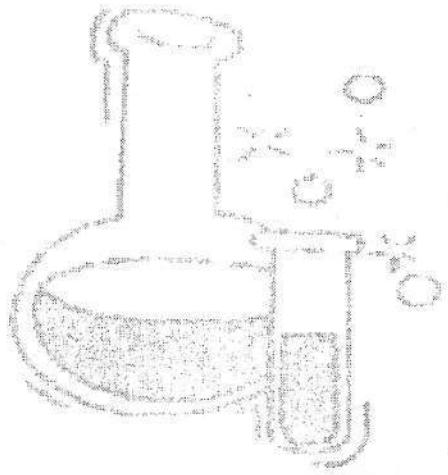
APÉNDICE DEL CAPÍTULO 6

Fuerzas intermoleculares y puntos de ebullición de algunas sustancias

Sustancia	Fórmula molecular	Masa molar (g/mol)	Forma Geométrica	Momento dipolar (D)	Fuerzas Intermoleculares	Punto de ebullición (°C)
agua	H_2O	18,0	angular	1,85	L, D, H	100
amoniaco	NH_3	17,0	piramidal	1,46	L, D, H	- 33,4
arsina	AsH_3	78,0	piramidal	0,16	L, D	- 62,4
bromuro de hidrógeno	HBr	81,0	lineal	0,80	L, D	- 66,8
bromuro de metilo	CH_3Br	93,0	tetraed. irreg.	1,80	L, D	4,50
cloroformo	$CHCl_3$	119,5	tetraed. irreg.	1,02	L, D	61,2
cloruro de hidrógeno	HCl	36,5	lineal	1,08	L, D	- 84,9
cloruro de metilo	CH_3Cl	48,5	tetraed. irreg.	1,87	L, D	- 23,7
dióxido de azufre	SO_2	64,0	angular	1,63	L, D	- 10,0
dióxido de carbono	CO_2	44,0	lineal	0	L	- 78,5
disulfuro de carbono	CS_2	78,0	lineal	0	L	46,3
fluoroformo	CHF_3	70.0	tetraed. irreg.	1,60	L, D	- 83,0
fluoruro de hidrógeno	HF	20,0	lineal	1,92	L, D, H	19,5
fluoruro de metilo	CH_3F	32,0	tetraed. irreg.	1,81	L, D	- 78,0
fosfina	PH_3	34,0	piramidal	0,55	L, D	- 87,4
ioduro de metilo	CH_3I	142	tetraed. irreg.	1,60	L, D	42,5
metano	CH_4	16,0	tetraédrica	0	L	- 161
metanol	CH_3OH	32,0	tetraed. irreg.	1,80	L, D, H	65,0
monóxido de carbono	CO	28,0	lineal	0,097	L, D	- 191
monóxido de nitrógeno	NO	30,0	lineal	0,070	L, D	- 152
silano	SiH_4	32,1	tetraédrica	0	L	-112
sulfuro de hidrógeno	H_2S	34,0	angular	0,92	L, D	- 60,7
tetrabromuuro de carbono	CBr_4	332	tetraédrica	0	L	92,0
tetracloruro de carbono	CCl_4	154	tetraédrica	0	L	77,0
tetrafluoruro de carbono	CF_4	88,0	tetraédrica	0	L	- 128
tetrahidruro de germanio	GeH_4	76,6	tetraédrica	0	L	- 90,0
tribromuro de boro	BBr_3	251	triangular	0	L	90,1
tricloruro de boro	BCl_3	117	triangular	0	L	12,5
tricloruro de fósforo	PCl_3	137,5	piramidal	0,78	L, D	74,2
trifluoruro de arsénico	AsF_3	132	piramidal	2,81	L, D	63,0
trifluoruro de boro	BF_3	67,8	triangular	0	L	- 101
trifluoruro de fósforo	PF_3	88,0	piramidal	1,03	L, D	- 95,0
trifluoruro de nitrógeno	NF_3	71,0	piramidal	0,22	L, D	- 119

Nota: L: Fuerzas de London, D: Fuerzas Dipolares, H: Enlace de hidrógeno

8 SOLUCIONES ACUOSAS



1. **INTRODUCCIÓN**
   El proceso de disolución
2. **CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES**
   Formas de expresar la concentración
3. **DILUCIÓN Y CONCENTRACIÓN**
   ¿Qué significa diluir?
   ¿Qué significa concentrar?
   Mezcla de soluciones de un mismo soluto
4. **SOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD**
5. **SOLUCIONES DE ELECTROLITOS**
   Electrolitos fuertes y débiles

1_INTRODUCCIÓN

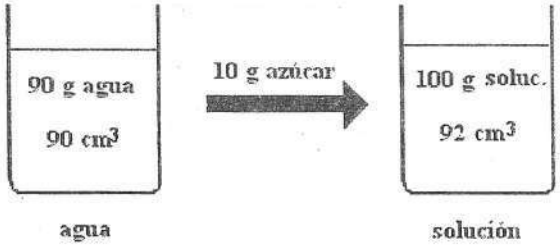
En este capítulo estudiaremos las soluciones, su composición y sus propiedades. En particular, soluciones en las que el solvente es agua y el soluto un sólido, un líquido o un gas.

Las sustancias puras, como por ejemplo el agua, también son sistemas homogéneos, pero a diferencia de las soluciones están formados por una única sustancia.

El aire que nos rodea, el agua potable o el alcohol común, son sistemas homogéneos. Sin embargo, no son sustancias puras: el aire es una mezcla de gases, el agua potable contiene sales disueltas y el alcohol común es una mezcla de etanol y una pequeña proporción de agua.

Las propiedades de estos sistemas con más de un componente, difieren de las de las sustancias puras. Por ejemplo, si agregamos cloruro de sodio al agua aumenta su temperatura de ebullición y si agregamos 1,2-etanodiol (etilenglicol)), disminuye su punto de congelamiento (con ese fin es utilizado en los radiadores de los autos).

Para diferenciar una sustancia pura de un sistema homogéneo formado por más de un componente, se determinan algunas de sus propiedades intensivas, como densidad, punto de ebullición o de fusión. Supongamos que en un recipiente tenemos 90 g de agua cuyo volumen es 90 cm^3, (δ (H_2O) = 1,00 g/cm^3), a los que agregamos 10 g de azúcar. Luego de agitar un tiempo, observamos que el azúcar se disuelve en el agua y obtenemos 100 g de agua azucarada:



Hemos obtenido un sistema homogéneo formado por dos sustancias: agua y azúcar. Decimos que se ha formado una solución (sc) de azúcar en agua. El volumen medido de esta solución es 92,0 cm^3.

SOLUCIÓN *Es un sistema homogéneo formado por dos o más sustancias.*

Cap. 1

Durante el proceso de disolución de azúcar en agua, las moléculas de azúcar se van distribuyendo en forma homogénea entre las de agua, como podemos visualizar en la Figura 8.1. Esta solución está formada por moléculas de azúcar rodeadas por moléculas de agua.

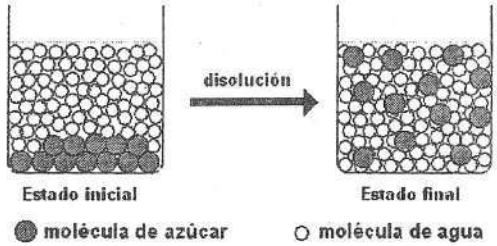


Fig. 8.1: Representación esquemática del proceso de disolución de azúcar en agua.

A diferencia de las sustancias puras, las soluciones son fraccionables en sus componentes constitutivos por métodos físicos comunes como por ejemplo, la destilación. Si la solución está formada por sólo dos componentes, decimos que es una **solución binaria**. En estas soluciones los dos componentes reciben nombres característicos:

- La sustancia disuelta en una solución líquida se denomina **soluto** (st) y en general es la que se halla en menor proporción.

- La sustancia que disuelve al soluto se llama **solvente** (sv) y en general es la que se encuentra en mayor proporción.

Si el agua es una de las sustancias que componen la solución, decimos que es el solvente aunque esté en menor proporción.

Hay una gran variedad de solventes; cuando el solvente es agua se denominan soluciones acuosas. Enfocaremos nuestra atención en este tipo de soluciones.

Un gran número de reacciones ocurren en solución acuosa, en particular muchos procesos biológicos y geológicos.

En toda solución binaria la masa de la solución es la suma de la masa del soluto y del solvente:

$$\text{masa de solución } (m_{sc}) = \text{masa de soluto } (m_{st}) + \text{masa de solvente} (m_{sv}) \quad (1)$$

Si se mezclan dos soluciones, o si se agrega solvente a una solución, en general se produce una pequeña contracción del volumen, sin embargo, con fines prácticos consideraremos que los volúmenes son aditivos.

Las soluciones pueden clasificarse según el estado de agregación en:

- **sólidas**: mezcla homogénea de dos o más metales que constituye una aleación. Ejemplos: aceros, bronce, latón, oro blanco.
- **líquidas**: sólidos, líquidos o gases disueltos en líquidos. Por ejemplo: solución de sal en agua, alcohol en agua, soda.
- **gaseosas**: mezcla de gases. Ejemplo: aire.

***Bronce**: aleación de estaño y cobre*

***Oro blanco**: aleación de oro y paladio*

Densidad de una solución:

La densidad es una propiedad intensiva que relaciona la masa de un cuerpo con el volumen que ocupa. La densidad de una solución es el cociente entre la masa de la misma y el volumen que ocupa. Es decir:

$$\delta_{sc} = \frac{m_{sc}}{V_{sc}} \quad (2)$$

La unidad de densidad es $g/cm^3 = g.cm^{-3}$

En nuestro ejemplo de la solución de azúcar en agua, sabiendo que la masa de la solución es $m_{sc} = 100$ g y que el volumen que ocupa es 92,0 cm^3, la densidad de la solución es:

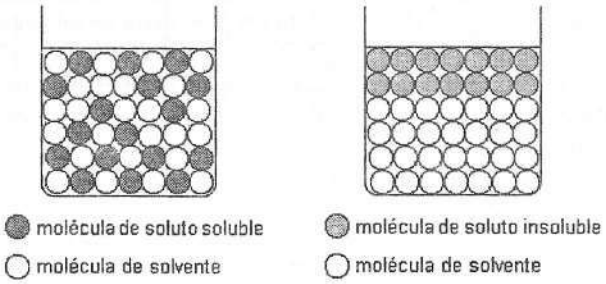
$$\delta_{sc} = \frac{100\ g}{92\ cm^3} = 1{,}09\ g/cm^3$$

El proceso de disolución

El proceso de disolución de un soluto en un solvente depende de la cantidad y naturaleza del soluto y del solvente, de la temperatura y, si el soluto es un gas, también de la presión.

Las fuerzas intermoleculares juegan un papel muy importante en el proceso de disolución de sustancias moleculares. En efecto, cuando se disuelve un soluto molecular en un solvente, debemos tener en cuenta tres tipos de interacciones: soluto-soluto, solvente-solvente y soluto-solvente. El balance entre estas fuerzas de interacción determina solubilidades muy distintas para las sustancias. El proceso de disolución de un soluto molecular en un solvente consiste, a nivel molecular, en la mezcla de sus moléculas con las del solvente. Un soluto se disuelve en un solvente cuando las fuerzas de atracción entre las moléculas del soluto y las del solvente (soluto-solvente), son similares o más intensas que las que actúan entre las moléculas del soluto (soluto-soluto). En este caso el soluto es soluble; en caso contrario, no se disuelve y el soluto es insoluble. Ambas situaciones se muestran en los siguientes esquemas a nivel molecular:

Si el soluto es soluble sus moléculas se mezclan con las del solvente, mientras que si es insoluble, sus moléculas y las del solvente quedan separadas, y el sistema no es homogéneo, ya que presenta dos fases.



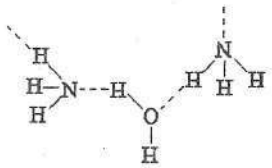
La experiencia nos muestra que, en general, las sustancias polares se disuelven en solventes polares, y las no polares en solventes no polares. Esta propiedad podemos resumirla citando una antigua expresión: **"lo semejante disuelve lo semejante"**. Como el agua es una sustancia cuyas moléculas son polares disuelve, en general, a las sustancias polares. Por ejemplo, el etanol (alcohol etílico) o la sacarosa (azúcar común), cuyas moléculas son polares, son sustancias solubles en agua.

Cap. 6

Las sustancias cuyas moléculas son no polares prácticamente son insolubles en agua, pero se disuelven en solventes no polares. Por ejemplo, el iodo (I_2) o los alcanos, que son sustancias no polares, son prácticamente insolubles en agua, pero solubles en solventes no polares como el tetracloruro de carbono (CCl_4).

La interacción hidrógeno juega un papel preponderante en la solubilidad de muchas sustancias moleculares en agua. Dicha interacción no sólo ocurre entre las moléculas de agua, sino que también puede producirse entre las moléculas de un soluto que contenga un átomo de H unido a átomos de F, N, O y las de agua.

La solubilidad de estas sustancias en agua se debe esencialmente a que sus moléculas forman asociaciones hidrógeno con las de agua. Por ejemplo, el amoníaco es una sustancia soluble en agua, debido a que sus moléculas se asocian por enlace de hidrógeno con las moléculas de agua.



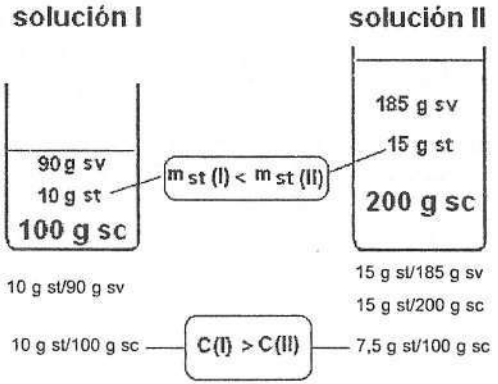
Enlace de hidrógeno amoníaco-agua

La interacción hidrógeno también explica la solubilidad en agua de sustancias orgánicas como alcoholes, aldehídos y cetonas, aminas y éteres de cadenas con pocos átomos de carbono, como se ha discutido en el Capítulo 7.

2_CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES

La composición de una solución indica cuáles son las sustancias que la componen y en qué cantidades se encuentran. En una solución de sal en agua, cada porción contiene sal y agua en la misma proporción. Si agregamos más agua a esta solución obtenemos otra solución con los mismos componentes pero con menor proporción de sal que la original.

Consideremos dos soluciones de cloruro de sodio en agua con distinta composición. La solución I contiene 10 g de sal (st) disueltos en 90 g de agua (sv), mientras que la solución II contiene 15 g de sal disueltos en 185 g de agua.



Para comparar la proporción de soluto que hay en ambas soluciones debemos referirnos a la misma cantidad de solución (100 g en nuestro ejemplo). Para ello efectuamos el cociente entre la masa de soluto disuelta y la masa de solución y luego la referimos a 100 g de solución.

La masa de soluto de la solución I (10 g), es menor que la de la solución II (15 g). No obstante, si la referimos a la misma cantidad de solución (100 g), la primera contiene mayor cantidad de soluto (10 g) que la segunda (7,5 g). Es decir, el soluto se halla en mayor proporción en la solución I.

La relación entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad de solvente o entre la cantidad de soluto y la de solución, es una propiedad intensiva que se denomina **concentración de la solución.**

Las propiedades de una solución dependen esencialmente de su concentración. Por ejemplo, si tenemos distintas soluciones de cloruro de sodio en agua, se verifica experimentalmente que la de mayor concentración (más salada) hierve a mayor temperatura.

Formas de expresar la concentración

Hay diversas maneras de expresar la concentración de una solución, cuyas unidades dependen de las unidades del soluto, del solvente o de la solución. A continuación definiremos las utilizadas más frecuentemente, y mostraremos cómo se calcula la concentración de las soluciones.

- **Porcentaje masa/masa (% m/m)**

Indica la masa de soluto (expresada en gramos) que está disuelta por cada 100 gramos de solución (% m/m = g st/100 g sc). Por ejemplo, una solución de HCl 10% m/m contiene 10 g de HCl disueltos cada 100 g de solución (10 g HCl/100 g sc).

Ejemplo 8.1

Se prepara una solución disolviendo 50 g de KCl en 450 g de agua. Calcular la concentración de la solución expresada en porcentaje masa/masa.

Datos	**Incógnita**
$m_{st} = 50$ g	% m/m = g st/100 g sc
$m_{sv} = 450$ g	

Resolución

Para saber cuántos gramos de soluto hay disueltos cada 100 g de solución, primero debemos calcular la masa de solución. Teniendo en cuenta (1) es:

$m_{sc} = m_{st} + m_{sv} = 50\text{ g} + 450\text{ g} = 500\text{ g}$

En estos 500 g de solución hay 50 g de soluto, luego planteamos:

500 g sc ---------- contienen ---------- 50 g st

$$100\text{ g sc} \text{ ---------- contienen ---------- } x = \frac{50 \times 100}{500}\text{ g st} = 10\text{ g st}$$

Por lo tanto, la concentración de esta solución es **10 % m/m**.

Si observamos la expresión de x utilizada en el cálculo, vemos que 50 es la masa de soluto y 500 es la masa de solución. Es decir, el % m/m puede calcularse directamente mediante la fórmula que aparece recuadrada a la izquierda.

$$\%\ m/m = \frac{m_{st}}{m_{sc}} \times 100$$

- **Porcentaje masa/volumen (% m/v)**

Expresa la masa de soluto en gramos que hay disueltos por cada 100 cm^3 de solución (g st/100 cm^3 sc). Por ejemplo, una solución de sacarosa 5 % m/v, contiene 5 gramos de sacarosa disueltos en cada 100 cm^3 de solución.

Para transformar unidades de concentración dadas en % m/m a % m/v, es necesario conocer la densidad de la solución.

Ejemplo 8.2
Se prepara una solución disolviendo 94 g de NaOH en 106 g de agua. La densidad de la solución obtenida es 1,50 g/cm^3. Calcular la concentración de la solución expresada como % m/m y como % m/v.
Resolución
$m_{sc} = 94\ g + 106\ g = 200\ g$

200 g sc ---------- 94 g st

$$100\ g\ sc \text{ ---------- } x = \frac{100g \times 94\ g}{200g} = 47g$$

La concentración de la solución es **47 % m/m.**

Para calcular qué volumen ocupan los 200 g de solución, utilizamos la densidad y lo despejamos de la ecuación (2):

$$v_{sc} = \frac{m_{sc}}{\delta_{sc}} = \frac{200\ g}{1{,}50\ g.cm^{-3}} = 133{,}33\ cm^3$$

Luego,

133,33 cm^3 sc ---------- 94 g st

$$100\ cm^3\ sc \text{ ---------- } x = \frac{94\ g \times 100\ cm^3}{133{,}33\ cm^3} = 70{,}5\ g_{st}$$

Por lo tanto esta solución es **70,5 % m/v.**
El % m/v puede también calcularse directamente mediante la fórmula de la derecha.

$$\%\ m/v = \frac{m_{st}}{v_{sc}(cm^3)} \times 100$$

- **Porcentaje volumen/volumen (% v/v)**

Cuando tanto el soluto como el solvente de una solución son líquidos, la concentración de la solución suele expresarse mediante el volumen en cm^3 de soluto disueltos por cada 100 cm^3 de solución. Por ejemplo, una solución de alcohol en agua 10% v/v, significa que cada 100 cm^3 de solución contiene disueltos 10 cm^3 de alcohol.
Generalmente la graduación alcohólica de las bebidas se expresa en % v/v. Por ejemplo, un vino cuya graduación alcohólica es 13°, tiene 13 cm^3 de alcohol en 100 cm^3 de vino.

Ejemplo 8.3
Se prepara una solución disolviendo 15 cm^3 de alcohol en 285 cm^3 de agua. Calcular el % v/v.
Resolución
Si consideramos que los volúmenes son aditivos, tenemos:
$v_{sc} = 15\ cm^3 + 285\ cm^3 = 300\ cm^3$

Luego:

$300\ cm^3\ sc$ ---------- $15\ cm^3\ st$

$100\ cm^3\ sc$ ----------$x = \dfrac{15\ cm^3 \times 100\ cm^3}{300\ cm^3} = 5{,}00\ cm^3$

La concentración de la solución es **5,00 % v/v**.

El % v/v puede también calcularse directamente mediante la fórmula de la izquierda.

Existen otras formas de expresar la concentración de una solución, muy utilizadas en los laboratorios y en los cálculos químicos, por lo cual se las suelen denominar formas químicas de expresar la concentración. Ellas son: molaridad, molalidad y fracción molar.

$$\%\ v/v = \frac{v_{st}(cm^3)}{v_{sc}(cm^3)} \times 100$$

• Molaridad (M)

La molaridad expresa la cantidad de soluto, en moles que hay disueltos por cada dm^3 de solución. Se simboliza con la letra **M** mayúscula y su unidad es **mol/dm^3.**

$$M = \text{moles de st}/dm^3\ sc$$

La molaridad es la unidad más utilizada en los cálculos químicos, aunque tiene el inconveniente de que su valor varía con la temperatura, debido al cambio que experimenta el volumen de la solución con la temperatura. No obstante, el efecto es pequeño y en general no se tiene en cuenta.

Por ejemplo, una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 2,00 molar (2,00 M) contiene 2,00 moles de ácido por cada dm^3 de solución.

La cantidad en moles de soluto (n_{st}) correspondiente a una masa m de soluto (m_{st}) se puede calcular mediante su masa molar *(M)*, según:

$$n_{st} = m_{st} / M$$

Si el soluto está disuelto en cierto volumen de solución (v_{sc}), expresado en dm^3, el cociente n_{st}/ v_{sc} es la cantidad de soluto en moles por dm^3, que por definición es la molaridad.

La masa de soluto que contiene una solución 2,00 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de masa molar M = 98,0 g/mol, es:

$$m_{st} = n_{st} \times M = 2{,}00\ mol \times 98\ g/mol = 196\ g$$

Por lo tanto, una solución 2,00 M de H_2SO_4 contiene 196 g de ácido por cada dm^3 de solución.

Ejemplo 8.4

Se prepara una solución disolviendo 60,0 g de $CaCl_2$ en agua obteniéndose 750 cm^3 de solución. Calcular la molaridad (M). **Dato:** M ($CaCl_2$) = 111 g/mol.

Resolución

Primero es necesario calcular los gramos de soluto disueltos en 1000 cm^3 de solución:

$750\ cm^3\ sc$ ---------- $60{,}0\ g\ st$

$1000\ cm^3\ sc$ ----------$x = \dfrac{1000\ cm^3 \times 60{,}0\ g}{750\ cm^3} = 80{,}0\ g\ st$

Nuestra solución tiene 80,0 g de st en 1,00 dm^3 de sc. Para expresar la concentración en molaridad (M) debemos transformar los gramos de soluto en moles mediante su masa molar *(M)*, según:

$$n_{st} = m_{st}/M = 80,0\ g\ /\ 111\ g\ x\ mol^{-1} = 0,721\ moles$$

Como esos moles de soluto están en 1,00 dm^3 de solución, resulta ser una solución **0,721 M**.
La molaridad también puede calcularse mediante la fórmula de la derecha.

$$M = \frac{60,0\ g/\ 111\ g \times mol^{-1}}{0,750\ dm^3} = 0,721\frac{mol}{dm^3} = 0,721\ M$$

$$\boxed{M = \frac{n_{st}}{v_{sc}(dm^3)}}$$

Molaridad

- **Molalidad (m)**

Es la cantidad de soluto, en moles que hay disueltos en un kilogramo de solvente (n_{st}/kg). Se simboliza con la letra **m** minúscula y su unidad es **mol/kg**.

$$m = \text{moles de st / kg sv}$$

Una solución de HNO_3 0,100 molal (0,100 m) contiene 0,100 mol de ácido por cada kg de solvente. Como la masa molar del HNO_3 es 63,0 g/mol, la solución 0,100 m contiene 0,100 mol x 63 g/mol = 6,30 g de este ácido, por cada kg de solvente.
En cualquier solución, el cociente entre la cantidad en moles de soluto (n_{st}) y la masa de solvente (m_{sv}) expresada en kg es por definición la molalidad. Esta expresión se muestra en la fórmula de la derecha.
La molalidad es independiente de la temperatura, dado que está referida a la masa del solvente y no al volumen.

$$\boxed{m = \frac{n_{st}}{m_{sv}(kg)}}$$

molalidad

Ejemplo 8.5
Calcular la molalidad (m) de una solución de KCl que contiene 9,00 g de st en 200 g de agua. Dato: *M* (KCl) = 74,6 g/mol.

Resolución
En un primer paso es necesario calcular los gramos de soluto disueltos en 1000 g (1,00 kg) de agua:

200 g sv ---------- 9,00 g st

$$1000\ g\ sv \text{----------} x = \frac{9,00\ g \times 1000\ g}{200\ g} = 45,0\ g$$

Luego convertimos los gramos de soluto en los correspondientes moles:

$$n_{st} = m_{st}/M = 45,0\ g\ /\ 74,6\ g\ mol^{-1} = 0,603\ moles$$

Como estos 0,603 moles de soluto están en 1,00 kg de solvente, la solución resulta ser **0,603 m**.

La molalidad también puede calcularse mediante la fórmula general.

$$m = \frac{9{,}00\ g\ /\ 74{,}6\ g\ x\ mol^{-1}}{0{,}200\ kg} = 0{,}603\ mol/kg$$

Ejemplo 8.6
Se disuelven 70,0 g de Na_2SO_4 en agua, obteniéndose 800 g de solución. Calcular la molalidad (m). Dato: M (Na_2SO_4) = 142 g/mol
Resolución
Primero calculamos en cuántos gramos de solvente están disueltos los 70,0 g de soluto. Sabemos que:

$$m_{sc} = m_{st} + m_{sv}$$

por lo tanto: $m_{sv} = m_{sc} - m_{st}$ = 800 g sc - 70,0 g st = 730 g sv
A continuación calculamos los gramos de soluto disueltos en 1000 g (1,00 kg) de solvente, según:

730 g sv ----------70,0 g st
1000 g sv ----------x $= \frac{70{,}0\ g \times 1000\ g}{730\ g} = 95{,}9\ g\ st$

Finalmente convertimos los gramos de soluto en moles:

$n_{st} = m_{st}/M$ = 95,9 g / 142 g mol^{-1} = 0,675 moles

La solución tiene 0,675 moles de st disueltos en 1,00 kg de solvente, por lo tanto es una solución **0,675 m**.
Podemos también calcularla empleando la fórmula general:

$$m = \frac{70{,}0\ g\ /\ 142\ g\ x\ mol^{-1}}{0{,}730\ kg} = 0{,}675\ \frac{mol}{kg}$$

Ejemplo 8.7
Calcular la molalidad de una solución que contiene 0,850 moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en 695 cm^3 de solución (δsc = 1,12 g/cm^3).
Resolución
Primero debemos calcular, empleando el dato de densidad, la masa de la solución. De la ecuación (2) es:

$$m_{sc} = v_{sc} \times \delta_{sc} = 695\ cm^3 \times 1{,}12\ g/cm^3 = 778\ g\ sc$$

A continuación calculamos la masa de solvente utilizando (1), según:

$$m_{sc} = m_{st} + m_{sv}$$

entonces: $m_{sv} = m_{sc} - m_{st}$

Como hay disueltos 0,850 moles de sacarosa cuya M = 342 g/mol, la masa de soluto es:

$$m_{st} = 0{,}850 \text{ moles} \times 342 \text{ g/mol} = 291 \text{ g}$$

por lo tanto: $m_{sv} = m_{sc} - m_{st} = 778 \text{ g} - 291 \text{ g} = 487 \text{ g}$

Finalmente calculamos los moles de soluto disueltos en 1,00 kg de solvente, es decir la molalidad (m) de la solución

487 g sv ---------- 0,850 moles st

$$1000 \text{ g sv} \text{ ---------- } x = \frac{0{,}850 \text{ moles} \times 1000 \text{ g}}{487 \text{ g}} = 1{,}75 \text{ moles st}$$

La solución es **1,75 m**. Si empleamos la fórmula general el resultado es el mismo:

$$m = \frac{0{,}850 \text{ mol}}{0{,}487 \text{ kg}} = 1{,}75 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

- **Fracción molar (X)**

Es un número que indica la relación entre los moles de soluto o solvente y el número total de moles que hay en la solución. Por lo tanto la fracción molar es un número que varia entre cero y uno ($0 < X < 1$).

La suma de las fracciones molares del soluto X_{st} y del solvente X_{sv} es igual a uno.

$$X_{st} + X_{sv} = \frac{n_{st}}{n_{st} + n_{sv}} + \frac{n_{sv}}{n_{sv} + n_{st}} = 1$$

$$X_{st} + X_{sv} = 1$$

Vale decir que, conocida la fracción molar de un componente, podemos calcular fácilmente la del otro restando ese valor del número 1.

El uso de la fracción molar es muy útil para soluciones formadas por varios componentes donde no tiene sentido la división entre soluto y solvente. Por ejemplo en una solución formada por n componentes, la fracción molar de un componente cualquiera "i" viene dado por la relación:

$$X_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \ldots + n_n} = \frac{n_i}{\Sigma n_i} = \frac{n_i}{n_t}$$

$$X_{st} = \frac{n_{st}}{n_{st} + n_{sv}} = \frac{n_{st}}{n_t}$$

Fracción molar del soluto

$$X_{sv} = \frac{n_{sv}}{n_{sv} + n_{st}} = \frac{n_{sv}}{n_t}$$

Fracción molar del solvente

Donde n_t es el número total de moles que hay en la solución, que es la suma de las cantidades de cada uno de los componentes de la solución:

$$n_t = n_1 + n_2 + ... + n_n$$

Ejemplo 8.8

Una solución acuosa contiene 15,5 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), 4,00 g de NaCl, 12,0 g de $NaHCO_3$ y 360 g de agua. Calcular la fracción molar de cada componente.

Datos *M* glucosa = 180 g/mol, *M* NaCl = 58,5 g/mol, *M* $NaHCO_3$ = 84,0 g/mol y *M* H_2O = 18,0 g/mol.

Resolución

Lo primero que debemos hacer es calcular la cantidad en moles de cada componente:

n glucosa = m glucosa/*M* = 15,5 g/ 180 g x mol^{-1} = 0,0861 mol

n NaCl = m NaCl/ *M* = 4,00 g / 58,5 g mol^{-1} = 0,0684 mol

n $NaHCO_3$ = m $NaHCO_3$ /*M* = 12,0 g / 84,0 g mol^{-1} = 0,143 mol

n H_2O = m H_2O/*M* = 360 g / 18,0 g mol^{-1} = 20,0 mol

Luego calculamos la fracción molar de cada componente:

$$X_{glucosa} = \frac{0,0861}{0,0861 + 0,0684 + 0,143 + 20,0} = \frac{0,0861}{20,2975} = 0,00424$$

$$X_{NaCl} = \frac{0,0684}{0,086 + 0,0684 + 0,143 + 20,0} = \frac{0,0684}{20,2975} = 0,00337$$

$$X_{NaHCO_3} = \frac{0,143}{0,086 + 0,0684 + 0,143 + 20,0} = \frac{0,143}{20,2975} = 0,00705$$

$$X_{agua} = \frac{20,0}{0,086 + 0,0684 + 0,143 + 20,0} = \frac{20,0}{20,2975} = 0,985$$

- **Partes por millón**

La concentración de las soluciones muy diluidas suele expresarse en partes por millón **(ppm)** que indica el número de partes de soluto por un millón de partes de solución.

Si nos referimos a masa, ppm indica la masa de soluto, expresada en gramos, disuelto en 1.000.000 (10^6) de gramos de solución.

$$ppm = \frac{m_{st}(g)}{10^6 g\,sc} = \frac{m_{st}(g)}{1000 kg\,sc} = \frac{m_{st}(mg)}{kg\,sc} \quad (3)$$

Por ejemplo, una solución cuya concentración es 3,00 ppm contiene 3,00 g de soluto en 1.000.000 g de solución o, lo que es lo mismo, en 1.000 kg de solución.

3,00 g st en 1.000.000 g sc = 3,00 g st en 1.000 kg sc.

Dado que la densidad del agua es 1,00 g/cm^3, 1,00 kg de una solución muy diluida tendrá un volumen muy aproximado a 1,00 L, por lo tanto teniendo en cuenta la ecuación (3):

$$ppm = \frac{m_{st}\,(g)}{1000\,L\,sc} = \frac{m_{st}\,(mg)}{L\,sc}$$

Por lo tanto, una solución cuya concentración es 3,00 ppm, tiene:

3,00 g st/1000 L de sc = 3,00 mg st/1,00 L de sc

Suelen expresarse de esta manera las concentraciones máximas aceptables de sustancias tóxicas en el aire o en el agua potable. En las etiquetas de bebidas gaseosas suele indicarse el contenido en sales en ppm o mg/L. En el lateral se muestra la información tipo contenida en una etiqueta de agua mineral.

En el Cuadro 8.1 resumimos lo tratado en esta sección.

Forma de expresar la concentración		Expresión	Fórmula
porcentaje masa/masa	% m/m	g st / 100 g sc	$\%\,m/m = \frac{m_{st}}{m_{sc}} \times 100$
porcentaje masa/volumen	% m/v	g st / 100 cm^3 sc	$\%\,m/v = \frac{m_{st}}{v_{sc}(cm^3)} \times 100$
porcentaje volumen/volumen	% v/v	cm^3 st / 100 cm^3 sc	$\%\,v/v = \frac{v_{st}(cm^3)}{v_{sc}(cm^3)} \times 100$
molaridad	M	mol st / dm^3 sc	$M = \frac{n_{st}}{v_{sc}(dm^3)}$
molalidad	m	mol st /kg sv	$m = \frac{n_{st}}{m_{sv}(kg)}$
fracción molar del st	X_{st}	mol st/(moles totales)	$X_{st} = \frac{n_{st}}{n_{st}+n_{sv}} = \frac{n_{st}}{n_t}$
fracción molar del sv	X_{sv}	mol sv/(moles totales)	$X_{sv} = \frac{n_{sv}}{n_{sv}+n_{st}} = \frac{n_{sv}}{n_t}$
partes por millón	ppm	n° partes st/10^6 partes sc	mg st/kg sc = mg st/L sc

Cuadro 8.1: Distintas formas de expresar la concentración de las soluciones

Información contenida en la etiqueta de un agua mineral:

$NaHCO_3$:
350 mg/L = 350 ppm

$CaCl_2$, $BaCl_2$ y NaCl:
47 mg/L = 47 ppm

CaF_2:
1,40 mg/L = 1,40 ppm

Na_2SO_4, $CaSO_4$ y $MgSO_4$:
239 mg/L = 239 ppm

Ejemplo 8.9 - Ejercicio integrador

Se tiene una solución acuosa de HCl 0,73% m/v, cuya densidad es 1,10 g/cm^3. Calcular: a) la molaridad de la solución b) la molalidad c) la fracción molar del soluto.

Resolución

Datos

% m/v (sc) = 0,73 g st/100 cm^3 sc

δ (sc) = 1,10 g cm^{-3}

Incógnitas

$M = n_{st}/dm^3sc$

$m = n_{st}/kg\ sv$

$X_{st} = n_{st}/nt$

a) Tenemos que hallar cuántos moles de HCl hay por cada dm^3 de esta solución. Como la solución es 0,73% m/v, eso significa que contiene 0,73 g de HCl por cada 100 cm^3, o bien 7,30 g de HCl por cada dm^3 de solución.

Ahora nos resta saber cuántos moles hay en 7,30 g de HCl. Como la masa molar del HCl es 36,5 g/mol, planteamos:

36,5 g ---------- 1 mol de HCl

$$7{,}30\ g \text{ ----------} x = \frac{7{,}30\ g \times 1\ mol}{36{,}5\ g} = 0{,}200\ mol$$

Por lo tanto, hay 0,200 moles de HCl por cada dm^3 de solución. La solución es 0,200 molar = **0,200 M**.

b) Tenemos que hallar la masa de HCl que hay en 1000 g de solvente. Para ello debemos previamente calcular la masa que corresponde a 100 cm^3 de la solución.

$$m_{sc} = v_{sc} \times \delta_{sc} = 100\ cm^3 \times 1{,}10\ g/cm^3 = 110\ g$$

Ahora debemos averiguar la masa de solvente que hay en esos 110 g de solución:

$$m_{sv} = 110\ g - 0{,}73\ g = 109{,}27\ g$$

Como en esta masa de solvente hay disueltos 0,73 g de soluto, podemos calcular la masa de éste que hay disueltos en 1000 g de solvente, mediante el siguiente planteo:

109,27 g sv---------- 0,73 g de st

$$1000\ g\ sv \text{ ----------} x = \frac{1000\ g \times 0{,}73\ g}{109{,}27\ g} = 6{,}68\ g\ st$$

Ahora calculamos cuántos moles hay en esa masa de soluto, según:

$$n_{st} = \frac{m}{M} = \frac{6{,}68\ g}{36{,}5\ g/mol} = 0{,}183\ mol$$

Esta es la cantidad de soluto que hay cada 1000 g de solvente. Es decir, la molalidad de la solución es 0,183 mol/kg = **0,183 m**.

c) Para calcular la fracción molar del soluto aplicamos la fórmula

$$X_{st} = \frac{n_{st}}{n_{st} + n_{sv}}$$

Para lo cual necesitamos calcular los moles de soluto y de solvente. Aprovechando el resultado calculado en b) y teniendo en cuenta que M (H_2O) = 18 g/mol es:

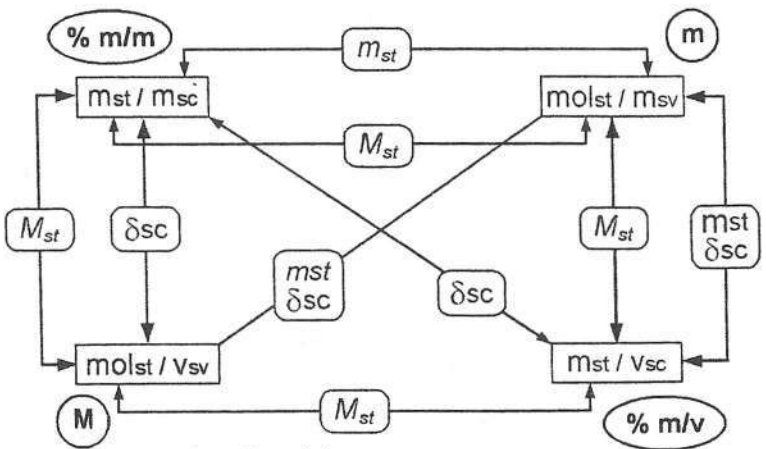
$$n_{st} = 0{,}183 \quad \text{y} \quad n_{sv} = \frac{m}{M} = \frac{1000\ \text{g}}{18{,}0\ \text{g/mol}} = 55{,}56\ \text{mol}$$

Reemplazando en la fórmula de la fracción molar es:

$$X_{st} = \frac{0{,}183}{0{,}183 + 55{,}56} = 3{,}28 \times 10^{-3}$$

$$\mathbf{X_{st} = 3{,}28 \times 10^{-3}}$$

Las formas más utilizadas de expresar la concentración son: porcentaje m/m (% m/m), molalidad (m), molaridad (M), porcentaje m/v (%m/v). En el esquema se muestra qué se debe utilizar para convertir estas formas a otra.



m_{st}= masa de soluto
M_{st}= masa molar de st
δsc= densidad de la solución

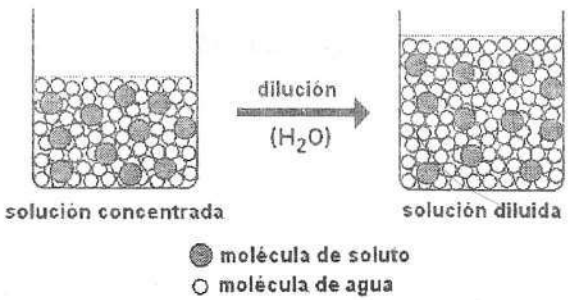
Cada manera de expresar la concentración está dada por un cociente y mediante las magnitudes sobre las flechas, se indica cómo se debe cambiar el numerador y el denominador. Así, para pasar de masa de soluto a moles de soluto, o viceversa, se utiliza la masa molar del soluto y para pasar de masa de solución a volumen de solución, o viceversa, se usa la densidad de la solución.

Como la molalidad está referida a masa de solvente, si a esta masa le sumamos la masa de soluto obtenemos la masa de solución. A partir de la masa de solución puede obtenerse el volumen mediante la densidad de la misma.

3_DILUCIÓN Y CONCENTRACIÓN

¿Qué significa diluir?

Diluir una solución significa agregarle solvente para obtener otra solución de menor concentración. La primera se denomina solución concentrada y la segunda solución diluida. La **dilución** de soluciones es una de las operaciones más utilizadas en un laboratorio químico. El proceso de dilución puede representarse, para una solución acuosa, mediante el siguiente esquema de partículas:



Representación esquemática del proceso de dilución

En el proceso de dilución se verifica:

- ***La masa de soluto en la solución diluida es igual a la masa de soluto en la concentrada.*** En el proceso de dilución sólo se agrega solvente y por lo tanto, la masa de soluto no cambia.

- ***La masa de la solución diluida es mayor que la masa de la solución concentrada.*** A la solución concentrada se le agrega solvente para obtener la diluida; por lo tanto, la masa de la solución aumenta.

- ***El volumen de la solución diluida es mayor que el volumen de la concentrada.*** A la solución concentrada se le agrega solvente.

- ***La concentración de la solución diluida es menor que la concentración de la solución concentrada.***
  La solución diluida contiene la misma masa de soluto disuelta en un volumen mayor de solución.

Cuando se diluye una solución, ni la masa ni la cantidad de soluto varía, por lo tanto:

$$m_{st}(\text{sc concentrada}) = m_{st}(\text{sc diluida})$$
$$n_{st}(\text{sc concentrada}) = n_{st}(\text{sc diluida})$$

Como hemos visto la concentración de una solución (C_{sc}) puede estar expresada de diferentes maneras. Si está expresada en % m/v, el producto $V_{sc} \times C_{sc}$ es:

$$V_{sc}\ (cm^3\ sc) \times C_{sc}\ (mst/cm^3\ sc) = m_{st}$$

Si la concentración de la solución está expresada en molaridad, el producto $V_{sc} \times C_{sc}$ es:

$$V_{sc}\ (dm^3\ sc) \times C_{sc}(n_{st}/dm^3\ sc) = n_{st}$$

La ecuación (4) es válida si la concentración de ambas soluciones está expresada en relación al volumen de solución.

En ambos casos el producto Vsc x Csc, da la masa o los moles de soluto que, como hemos visto, no cambian con la dilución. Esto significa que este producto tiene el mismo valor en la solución concentrada y en la diluida. Por lo tanto, escribimos:

$$Vc \times Cc = Vd \times Cd \qquad (4)$$

Donde Vc y Cc son el volumen y la concentración de la solución concentrada, y Vd y Cd son el volumen y la concentración de la solución diluida. Cuando se utiliza esta ecuación tanto el volumen como la concentración de la solución concentrada y de la diluida, deben expresarse en las mismas unidades.

Ejemplo 8.10
Se prepara un litro de jugo de manzana bebible a partir de 250 cm^3 de un jugo concentrado 40,0 % m/v, por agregado de agua. Calcular: a) cuántas veces veces se diluye el jugo concentrado, b) el % m/v del jugo que se obtiene.
Resolución
a) El n° de veces de la dilución se define como: n_D

$$n_D = \frac{Vd}{Vc} \qquad (5)$$

Este cociente suele denominarse factor de dilución de la solución.
Luego: $n_D = 1000\ cm^3/250\ cm^3 =$ **4 veces**

b) **Datos**
Vsc (concentrada) = 250 cm^3
% m/v = 40,0 g st/ 100 cm^3 sc conc.
Vsc (diluida) = 1,00 L = 1000 cm^3

Incógnita
% m/v (sc dil) = g st/ 100 cm^3 sc

Para resolver este punto primero debemos averiguar la masa de soluto que hay en los 250 cm^3 de jugo concentrado. Para ello, planteamos:

100 cm^3 jugo conc.------contienen------40,0 g st
250 cm^3 jugo conc.------contienen------x = 100 g st

Estos 100 g de soluto también están en el litro de jugo bebible ya que sólo agregamos agua. Luego, aplicando la fórmula de %m/v es:

$$\%\,m/v = \frac{100\ cm^3}{1000\ cm^3} \times 100 = 10{,}0\%$$

La concentración del jugo es **10,0% m/v.**
Este problema también puede resolverse aplicando la ecuación (4), teniendo en cuenta que:
Vc = 1000 cm^3
Vd = 250 cm^3
Cc = 40% m/v
Si despejamos de (4) la concentración de la solución diluida (Cd), resulta:

$$C_d = \frac{V_c \times C_c}{V_d} = \frac{250\ cm^3 \times 40\%\ m/v}{1000\ cm^3} = 10{,}0\%\ m/v$$

Ejemplo 8.11
A 200 cm^3 de solución de NaOH 10,0% m/v, se agrega agua hasta obtener 2,00 L de solución. Calcular la molaridad de la solución diluida. Dato *M* (NaOH) = 40,0 g/mol
Resolución
Datos **Incógnita**
Vsc (conc.) = 200 cm^3 M (dil.) = n_{st} / dm^3 sc
% m/v (conc.) = 10,0 g st/ 100 cm^3 sc
Vsc (dil.) = 2,00 L = 2000 cm^3

Como la masa de soluto no cambia, conviene calcular qué masa de soluto hay en los 200 cm^3 de solución concentrada, ya que conocemos su concentración (10,0 g st/ 100 cm^3 sc):

en 100 cm^3 sc -------hay------- 10,0 g st
en 200 cm^3 sc -------hay------- x = 20,0 g st

Estos 20,0 g de st están disueltos también en los 2000 cm^3 de solución diluida. Para calcular la molaridad es necesario determinar a cuántos moles equivalen estos 20,0 g de st.
Si utilizamos el dato de la masa molar de NaOH = 40,0 g/mol, es:
$n_{st} = m_{st}/M$ = 20 g /40 g/mol = 0,50 mol, que están disueltos en 2,00 L de la solución diluida.

Como el volumen de solución al que se refiere la molaridad es 1000 cm^3, debemos calcular cuántos moles de soluto hay en este volumen:

en 2000 cm^3 sc (dil.)-------hay------- 0,50 mol st
en 1000 cm^3 sc (dil.)-------hay------- x = 0,25 mol st

La molaridad de la solución diluida es 0,250 mol/L = **0,250 M**.
Otra forma de resolver este problema es aplicando la ecuación (4). Como nos piden la molaridad de la solución diluida, debemos expresar la concentración de la solución concentrada también en molaridad. La cantidad de st que hay en la solución concentrada es:

$$n_{st}\ (conc.) = m_{st}/M = 10\ g/40\ g/mol = 0,25\ mol$$

En 100 cm^3 de solución concentrada, hay 0,25 mol. Por lo tanto en 1000 cm^3 de esta solución hay 2,5 mol de st. Es decir, la sc concentrada es 2,50 M. Despejamos la concentración de la solución diluida de la ecuación (4):

$$C_d = \frac{V_c \times C_c}{V_d} = \frac{200\ cm^3 \times 2,50\ M}{2000\ cm^3} = 0,250\ M$$

Ejemplo 8.12
Se prepara una solución disolviendo 0,500 moles de NaOH en 180 g de agua. La solución resultante, cuya densidad es 1,10 g cm^{-3}, se diluye 5 veces con agua. Calcular: a) el volumen de la solución concentrada, b) el % m/v de la solución diluida.
Dato: M (NaOH) = 40,0 g/mol.
Resolución

Datos	**Incógnitas**
n_{st} (sc conc) = 0,500 mol	Vsc (conc.)
m_{sv} = 180 g	% m/v (sc dil.)
δ (sc conc) = 1,10 g cm^{-3}	

a) Para calcular el volumen de la solución concentrada, conocida su densidad, es necesario calcular la masa de solución. Como conocemos la masa de solvente (180 g), calculamos la masa de soluto disuelta a través de su masa molar y con este dato, la masa de solución.

$$n_{st} = m_{st}/M \quad y \quad m_{st} = n_{st} \times M = 0,500\ mol \times 40\ g/mol = 20\ g$$

$$de\ (1):\ m_{sc} = m_{st} + m_{sv} = 20\ g + 180\ g = 200\ g$$

Ahora utilizamos el dato de la densidad para calcular el volumen de la solución concentrada despejando de la ecuación (2):

$$V_{sc} = \frac{m_{sc}}{\delta} = \frac{200\ g}{1,10\ g/cm^3} = 182\ cm^3$$

b) El %m/V de la solución diluida es m st /100 cm^3. Como la masa de soluto es la misma que en la solución concentrada, en la solución diluida también hay 20 g de st. Ahora calculamos el volumen de solución diluida que contiene estos 20 g de soluto, teniendo en cuenta el número de veces de la dilución (n_D) despejandolo de (5):

$$V_d = n_D \; V_c$$
$$V_d = 5 \times 182 \; cm^3 = 910 \; cm^3.$$

Finalmente, aplicando la fórmula que permite calcular el %m/v, resulta:

$$\%\, m/v = \frac{m_{st}}{v_{sc}(cm^3)} \times 100 = \frac{20\,g}{910\,cm^3} \times 100 = 2{,}20\,g/100cm^3$$

% m/v =2,20 g/100cm^3

Ejemplo 8.13

Se tienen 60,0 g de de solución acuosa de NaCl 25,0% m/m. Calcular la masa de agua que se le debe agregar para que la concentración sea 5,00 % m/m.

Resolución

Datos **Incógnita**

m_{sc} = 60,0 g m H_2O agregada

% m/m (sc conc.) = 25,0 g st/100 g sc

% m/m (sc dil.) = 5,00 g st/100 g sc

Al diluir la solución por agregado de agua la masa de la solución aumenta, de manera que se verifica que: m_{sc} (dil.) = m_{sc} (conc.) + m H_2O (agregada).

De donde:

$$m\ H_2O \text{ agregada} = m_{sc} \text{ (dil.)} - m_{sc} \text{ (conc.)}$$

Para calcular la masa de H_2O agregada aplicando esta ecuación sólo nos falta calcular la masa de la solución diluida, ya que la masa de la concentrada es dato.

Teniendo en cuenta que la masa de soluto no se modifica por la dilución, calculamos la masa de soluto que hay en la solución concentrada:

100 g sc conc.------contienen------25,0 g st

60,0 g sc conc.-----contienen------x = 15,0 g st

Esta masa de soluto es la misma que hay en la solución diluida cuya concentración es 5,00 g st/100 g sc.

Podemos calcular qué masa de solución diluida contiene los 15,0 g de st:

5,00 g st-------están disueltos en -------100 g sc

15,0 g st-------están disueltos en -------x = 300 g sc

Finalmente, calculamos la masa de agua agregada:

m H_2O agregada = m_{sc} (dil.) - m_{sc} (conc.)
m H_2O agregada = 300 g - 60,0 g = 240 g
m H_2O agregada = 240 g

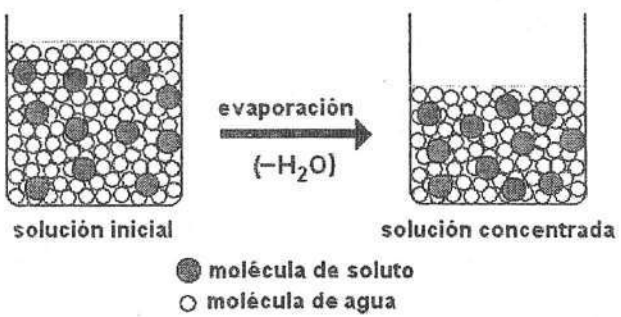
¿Qué significa concentrar?

Concentrar una solución es un proceso por el cual se obtiene otra solución de mayor concentración.

Este proceso puede realizarse de dos maneras:

- **Agregando soluto.** (m_{sv} = constante)
  Como la masa de soluto aumenta y la de solvente no cambia, la concentración de la solución aumenta.

- **Evaporando solvente.** (m_{st} = constante)
  Aquí como parte del solvente se evapora, y la masa de soluto no cambia, también aumenta la concentración de la solución.



Representación esquemática del proceso de concentración por evaporación de solvente.

En el proceso de concentración por evaporación de solvente, se verifica:

- ***La masa de soluto en la solución inicial es igual a la masa de soluto en la concentrada, es decir, la masa de soluto no cambia.***
  En este proceso de concentración sólo se evapora solvente y por lo tanto la masa de soluto no cambia.

- ***La masa de la solución concentrada es menor que la masa de la solución inicial.***
  La masa de solución disminuye porque hemos evaporado parte del solvente de la solución inicial, para obtener una solución más concentrada.

Durante el proceso de evaporación se supone que únicamente se produce la evaporación del solvente, ya que se trabaja con solutos no volátiles.

- ***La concentración de la solución concentrada es mayor que la concentración de la solución inicial.***

La solución concentrada contiene la misma masa de soluto disuelta en un volumen menor de solución, luego, la concentración de la solución aumenta.

Ejemplo 8.14

Se dis pone de 100 g de una solución acuosa 1,00% m/m y se desea obtener a partir de ella una solución 10,0 % m/m. Calcular: a) la masa de soluto que debe agregarse, b) el volumen de agua que debe evaporarse.

Resolución

Datos	**Incógnitas**
m_{sc} = 100 g	a) m_{st} a agregar
% m/m (sc inicial) = 1,00 g st/ 100 g sc	b) V_{sv} a evaporar
% m/m (sc final) = 10,0 g st/ 100 g sc	

a) La solución inicial es 1,00% m/m y contiene 1,00 g de st y 99,0 g de solvente. Comencemos calculando la masa de soluto que debe contener la solución final, para que sea 10,0 % m/m (10 g st y 90 g sv).

Como la masa de solvente permanece constante, planteamos:

90 g sv ---------- 10 g st
99 g sv ---------- x = 11 g st

Como la solución inicial contiene 1 g de st, para que esta solución sea 10% debemos agregar: 11 g st - 1 g st = 10 g st. Es decir, se debe agregar **10 g de soluto**.

b) Como se evapora agua, debemos tener en cuenta que la masa de soluto permanece constante. Luego efectuamos los cálculos basados en el st, en la solución final.

10 g st ---------- 90 g sv
1 g st ---------- x = 9 g sv

Este resultado nos indica que la solución final debe estar formada por 1 g st y 9 g de sv. Por lo tanto, debemos evaporar 99 g sv - 9 g sv = 90 g sv. Como $\delta\ H_2O$ = 1 g/cm^3 el volumen de agua que debe evaporarse es **90 cm^3**.

Mezcla de soluciones de un mismo soluto

Cuando se mezclan dos soluciones del mismo soluto, de distinta concentración, se obtiene otra solución cuya concentración es intermedia respecto de las iniciales.

Si se mezcla una solución 1 de volumen V_1 y concentración C_1 con otra de volumen V_2 y

concentración C_2 las masas de soluto y los volúmenes de solución pueden sumarse. En la solución final se cumple:

$$m_{stf} = m_{st1} + m_{st2} \quad y \quad V_{scf} = V_1 + V_2$$

$$V_{scf} = V_1 + V_2$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{m_{stf}}{Vscf} \times 100$$

Ejemplo 8.15

Se mezclan 200 cm^3 de solución 1,85% m/v de HCl con 300 cm^3 de solución de HCl 3,70% m/v. Calcular la concentración de la solución mezcla, expresada como % m/v.

Resolución

Datos

Vsc (1) = 200 cm^3

Vsc (2) = 300 cm^3

% m/v (1) = 1,85 g st/ 100 cm^3 sc

% m/v (2) = 3,70 g st/ 100 cm^3 sc

Incógnita

% m/v (sc final) = g st/ 100 cm^3 sc

m_{st1} = 200 cm^3 x 1,85 g/100 cm^3 = 3,70 g

m_{st2} = 300 cm^3 x 3,70 g/100 cm^3 = 11,1 g

m_{stf} = 3,70 g + 11,1 g = 14,8 g

Vf = 200 cm^3 + 300 cm^3 = 500 cm^3

$$\% \text{ m/v (sc final)} = \frac{14{,}8 \text{ g}}{500 \text{ cm}^3} \times 100 = 2{,}96 \text{ g/100 cm}^3$$

4_SOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD

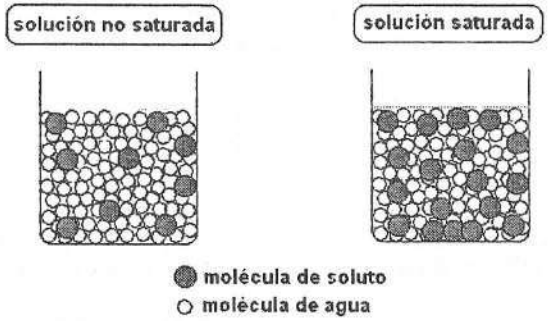
La capacidad de un solvente de disolver un soluto sólido en determinadas condiciones de presión y temperatura es limitada. Cuando preparamos una solución en determinadas condiciones de presión y temperatura disolviendo un soluto en agua, llega un momento a partir del cual el soluto agregado no se disuelve más. Es decir, no es posible disolver el soluto indefinidamente. A partir de ese instante se establece un estado de equilibrio dinámico entre el soluto disuelto (en solución) y el soluto no disuelto, que representamos por:

$$St \text{ (disuelto)} \rightleftarrows St \text{ (no disuelto)}$$

Cap. 11

Esto significa que cuando el sistema alcanza este estado de equilibrio, el número de partículas de soluto que cristaliza y el que se disuelve, por unidad de tiempo, es el mismo. La solución que está en contacto con el soluto puro sin disolver, cuando el sistema alcanzó el equilibrio en determinadas condiciones de presión y de temperatura, es una **solución saturada**. La compo-

sición de la solución saturada permanece constante a menos que se cambien las condiciones de presión o de temperatura.



Es muy frecuente clasificar las soluciones en concentradas o diluidas.
En general, las soluciones concentradas son las que contienen una cantidad de soluto ligeramente menor a la de la solución saturada. Las diluidas tienen una cantidad de soluto mucho menor que la de la solución saturada.

Las soluciones que contienen disuelta una cantidad de soluto mayor que la de la solución saturada a la misma temperatura, se denominan **sobresaturadas**. Estas soluciones pueden prepararse, partiendo de soluciones saturadas con exceso de soluto no disuelto y calentando hasta su disolución completa. Luego se enfría la solución muy lentamente hasta alcanzar la temperatura inicial. Estas soluciones son muy inestables y en cierto tiempo el exceso de soluto precipita hasta alcanzar el estado de equilibrio correspondiente a la solución saturada.

Solubilidad

La solubilidad de un soluto en un solvente depende de la naturaleza del soluto, del solvente y de la temperatura. Se expresa por la concentración de la solución saturada.

SOLUBILIDAD — *La solubilidad de un soluto en un solvente es la concentración del soluto en la solución saturada, en determinadas condiciones de presión y temperatura.*

La presión prácticamente no influye sobre la solubilidad a menos que el soluto sea un gas. Una solución saturada no es siempre una solución de alta concentración, ya que la solubilidad de las sustancias es muy variable. Por ejemplo, el $CaSO_4$, es poco soluble en agua. Su solución saturada contiene pequeñas cantidades de soluto disuelto y por lo tanto carece de sentido decir que esta solución es concentrada.

Un gráfico en coordenadas cartesianas en el que se representa la solubilidad de un soluto en función de la temperatura, se denomina **curva de solubilidad del soluto**. Puesto que para la mayoría de los solutos la solubilidad aumenta con la temperatura, la curva de solubilidad es de la forma que mostramos en la Figura 8.2

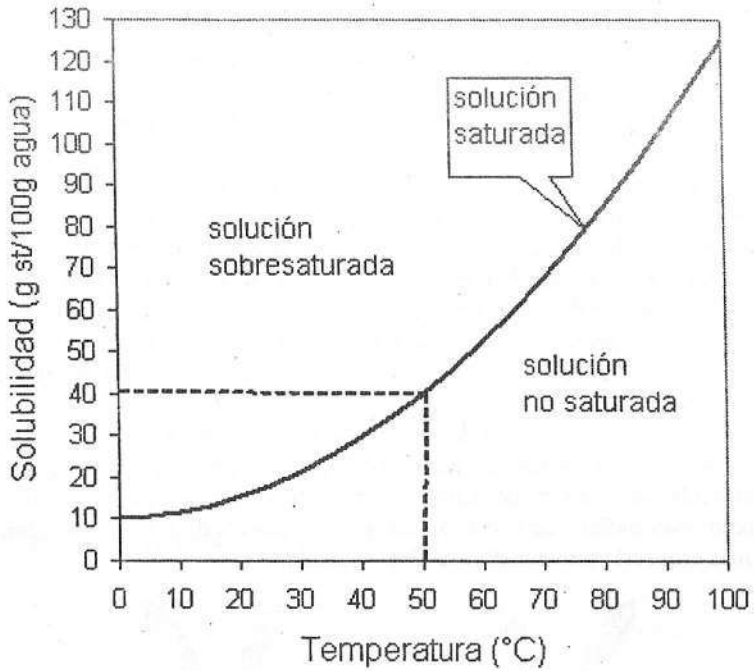


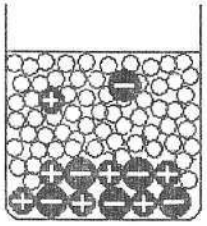
Figura 8.2: Curva de solubilidad

Como podemos apreciar en la figura todos los puntos que se encuentran por encima de la curva corresponden a soluciones sobresaturadas mientras que los que se hallan por debajo representan soluciones no saturadas.

5_SOLUCIONES DE ELECTROLITOS

Las propiedades de las soluciones acuosas dependen esencialmente de las especies que contiene disueltas. Las soluciones acuosas de sustancias moleculares como la sacarosa, que no conducen la corriente, contienen moléculas individuales de soluto disueltas en un "mar" de moléculas de agua. Es decir, el proceso de disolución implica una separación de las moléculas del soluto por parte del agua, pero sin producir partículas cargadas. Cuando disolvemos azúcar (sacarosa) en agua, las moléculas de sacarosa son rodeadas por algunas moléculas de agua, hidratándose. Las moléculas hidratadas siguen conservando su individualidad, como partículas neutras.

Las principales sustancias solubles en agua son iónicas o constituidas por moléculas polares. La experiencia muestra que las sustancias iónicas, tanto en estado líquido (fundidas) o disueltas en agua conducen la corriente eléctrica. También sustancias polares como el cloruro de hidrógeno (HCl) o el ácido acético (CH_3-COOH), conducen la corriente eléctrica disueltas en agua.



ion cloruro

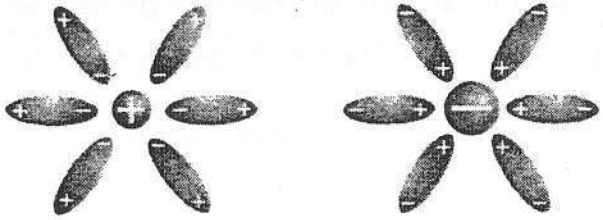
ion sodio

Proceso de disolución del NaCl en agua

A las sustancias que conducen la corriente eléctrica ya sea en estado líquido o en solución, se las denomina **electrolitos** y en general son ácidos, hidróxidos o sales. Las sustancias que no conducen la corriente disueltas en agua se llaman **no electrolitos**, como el etanol o la sacarosa.

La conducción de la corriente eléctrica a través de una solución es el resultado del movimiento de partículas cargadas. Sobre esta base, el químico sueco **Svante Arrhenius** postuló que las sustancias electrolíticas cuando se disuelven en agua se disocian en partículas cargadas denominadas iones. Los iones positivos (+) se denominan **cationes** y los negativos (-) **aniones**.

El proceso de disolución de las sustancias iónicas como el hidróxido de sodio (NaOH) o el cloruro de sodio (NaCl), implica la ruptura de retículos cristalinos para separar los iones constitutivos. Por ejemplo, el retículo cristalino de cloruro de sodio (NaCl) está formado por igual número de cationes sodio (Na^+) y aniones cloruro (Cl^-). Cuando se disuelve en agua, las moléculas polares de agua se agrupan alrededor del catión Na^+ orientadas con el extremo negativo del dipolo, y alrededor del anión Cl^- orientadas con el extremo positivo. Como resultado de este proceso, la intensidad de la fuerza de la unión entre ambos iones se debilita produciéndose su separación como iones hidratados, o sea rodeados por moléculas de agua. En la figura siguiente representamos esquemáticamente dichos iones hidratados.



Iones Na^+ y Cl^- hidratados

En los iones hidratados se presentan fuerzas de atracción electrostáticas ion-dipolo.

El proceso de disociación del NaCl en agua, que produce iones hidratados, podemos representarlo simbólicamente con:

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Del mismo modo representamos la disociación del NaOH, en agua:

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

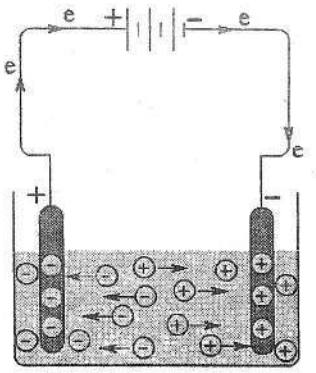
Cuando se introducen dos electrodos en la solución y se conectan a los polos positivo y negativo de un generador de corriente, los iones Na^+ son atraídos por el electrodo negativo (cátodo) y los iones Cl^- por el positivo (ánodo). De este modo en la solución hay un desplazamiento de cargas entre los electrodos. A su vez, la corriente es transportada a través del cable conductor por los electrones del metal.

La conducción de la corriente eléctrica en la solución se debe al movimiento de los iones entre los electrodos, con el consiguiente transporte de masa y carga eléctrica. Los iones positivos (cationes) se dirigen hacia el cátodo (electrodo negativo) y los iones negativos (aniones) hacia el ánodo (electrodo positivo).

También se producen iones cuando disolvemos algunas sustancias moleculares, como los ácidos, en agua. El cloruro de hidrógeno (HCl) está constituido por moléculas neutras que no conducen la corriente eléctrica ni en estado sólido, ni líquido ni gaseoso. No obstante, cuando se lo disuelve en agua, la solución resultante es conductora de la corriente. Esto se debe a que las moléculas de agua interactúan con las del HCl, debilitando la unión covalente entre los átomos de hidrógeno y de cloro, provocando la ionización de la molécula. Como el átomo de cloro es el más electronegativo la ionización produce el ion Cl^- y el ion H^+ hidratados, como representamos a continuación:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Los iones formados conducen la corriente eléctrica en la solución.



Conducción de la corriente eléctrica

Electrolitos fuertes y débiles

La experiencia nos muestra que no todos los electrolitos disueltos conducen la corriente eléctrica en igual medida. Como en la solución la corriente es conducida por el movimiento de los iones, la intensidad será mayor cuantos más iones haya en la solución. La cantidad de iones disueltos depende esencialmente de la naturaleza del electrolito y de su concentración en la solución. Este hecho puede interpretarse suponiendo que cuando diversos electrolitos se disuelven en agua se disocian en distinta proporción, originando un número diferente de iones en la solución. Esto permite clasificar a los electrolitos en fuertes y débiles.

Cap. 12

Electrolitos fuertes

Los electrolitos fuertes son aquellos que cuando se disuelven en agua se disocian completamente en iones. Esto significa que una vez que el electrolito está disuelto en agua, sólo hay iones y agua en la solución. Son ejemplos de electrolitos fuertes, prácticamente todas las sales (NaCl, Na_2SO_4, CH_3-COONa), la mayoría de los ácidos inorgánicos (HCl, HBr, HI, $HClO_4$, HNO_3) y los hidróxidos (LiOH, NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$).

Veamos algunos ejemplos del proceso de disolución de distintos electrolitos fuertes en agua.

• La ecuación que representa la reacción de disociación de la sal NaCl en agua es:

$$\underset{1\ mol}{NaCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{1\ mol}{Na^+(aq)} + \underset{1\ mol}{Cl^-(aq)}$$

La flecha única indica que la disociación del NaCl en agua es completa. Esto significa que luego que ha ocurrido el proceso de disociación no quedan unidades de NaCl sin disociar, ya que se han transformado completamente en los iones Na^+ y Cl^-. La ecuación nos indica que

como resultado de este proceso, por cada mol de NaCl que se disuelve en agua, se forma 1 mol de iones Na^+ y 1 mol de iones Cl^-.

• La disociación de la sal Na_2SO_4 en agua, podemos representarla por:

$$\underset{1\ mol}{Na_2SO_4} \xrightarrow{H_2O} \underset{2\ mol}{2\ Na^+(aq)} + \underset{1\ mol}{SO_4^{2-}(aq)}$$

Luego que ha ocurrido el proceso de disociación en agua, no quedan unidades de Na_2SO_4 sin disociar y por cada mol de Na_2SO_4 que se disuelve en agua, se forman 2 moles de iones Na^+ y 1 mol de iones SO_4^{2-}.

• Del mismo modo, la disociación de un hidróxido como el $Ca(OH)_2$, la representamos según:

$$\underset{1\ mol}{Ca(OH)_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{1\ mol}{Ca^{2+}(aq)} + \underset{2\ mol}{2\ OH^-(aq)}$$

Luego que ha ocurrido el proceso de disolución, por cada mol de $Ca(OH)_2$ disuelto, se producen 1 mol de iones Ca^{2+} y 2 moles de iones OH^-.

La teoría de la disociación iónica nos permite calcular fácilmente la concentración de iones que se producen cuando se disuelve en agua un electrolito fuerte.

Ejemplo 8.16

Se disuelven en agua 0,0500 mol de $Ba(OH)_2$ hasta obtener 500 mL de solución. Calcular la concentración molar de las especies iónicas producidas.

Resolución

Primero debemos calcular la molaridad de la solución, que nos indica cuántos moles de $Ba(OH)_2$ se disolvieron por cada litro de solución:

$$M = moles/v_{sc} = 0{,}0500\ mol/0{,}500\ L = 0{,}100\ mol/L = 0{,}100\ M$$

La ecuación de disociación en agua es:

$$\underset{\begin{matrix}1\ mol\\ 1\ mol/L\end{matrix}}{Ba(OH)_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\begin{matrix}1\ mol\\ 1\ mol/L\end{matrix}}{Ba^{2+}(aq)} + \underset{\begin{matrix}2\ mol\\ 2\ mol/L\end{matrix}}{2\ OH^-(aq)}$$

o bien:

De acuerdo con la ecuación, planteamos,

• **Para el ion Ba^{2+}:**

1 mol/L $Ba(OH)_2$-------producen------- 1 mol/L de Ba^{2+}

0,1 mol/L $Ba(OH)_2$-----producen--------0,1 mol/L de Ba^{2+} = 0,100 M

La concentración molar de ion Ba^{2+} es: **0,100 M**

• **Para el ion OH^-:**

1 mol/L $Ba(OH)_2$-------producen------- 2 mol/L de OH^-
0,1 mol/L $Ba(OH)_2$-----producen-------- 2 x 0,1 mol/L de OH^- = 0,200 M

La concentración molar de ion OH^- es: **0,200 M**

Ejemplo 8.17
La concentración de ion cloruro de una solución de $CaCl_2$ es 0,500 M. Calcular la molaridad de la solución.
Resolución
La ecuación de disociación en agua de esta sal es:

$$CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}(aq) + 2\,Cl^-(aq)$$

	1 mol	1 mol	2 mol
o bien:	1 mol/L	1 mol/L	2 mol/L

Luego:

2,00 mol/L Cl^-----------provienen de -------- 1,00 mol/L de $CaCl_2$

0,500 mol/L Cl^---------provienen de -------- $x = \frac{0,500}{2}$ mol/L = 0,25 M

La concentración molar de la solución es: **0,25 M**

Electrolitos débiles

Los electrolitos débiles son aquellos que al disolverse en agua se disocian sólo parcialmente en iones. Es decir, que luego de producido el proceso de disolución, hay algunos iones y muchas moléculas de soluto sin disociar en equilibrio. Ejemplos: algunos ácidos inorgánicos (H_2S, H_2CO_3, HNO_2, H_3PO_4), algunos hidruros (NH_3, PH_3, AsH_3), la mayoría de los ácidos orgánicos (HCOOH, CH_3-COOH, C_6H_5-COOH) y las aminas (NH_2OH, CH_3NH_2, $C_6H_5NH_2$).

Que un electrolito sea fuerte o débil depende de su naturaleza y no de su concentración en la solución.

Cuando se disuelven electrolitos débiles en agua, éstos generan muy pocos iones y predominan en la solución las especies moleculares que permanecen sin disociar. La ionización de un ácido débil como el HCN en agua, en principio, la representamos así:

$$HCN \overset{H_2O}{\rightleftarrows} H^+(aq) + CN^-(aq)$$

La flecha doble indica que dado que el HCN es un ácido débil, la ionización no es completa. Luego que ha ocurrido el proceso de disolución de HCN en agua hay iones H^+, iones CN^- y también quedan moléculas de HCN sin ionizar.

Cap. 12

La experiencia muestra que los electrolitos débiles conducen la corriente eléctrica con distinta intensidad. Esto nos permite inferir que hay algunos electrolitos débiles más fuertes que otros. La intensidad de la conducción eléctrica depende del número de partículas cargadas que el electrolito produce en solución. Luego, entre los electrolitos débiles será más fuerte el que produzca mayor número de partículas cargadas en soluciones de igual concentración.

EJERCICIOS

Considerar que las soluciones son acuosas y están a 25°C, a menos que se indique lo contrario, y que en las mezclas de soluciones los volúmenes son aditivos.

1_ Calcular la masa de un soluto que se necesita para preparar:

a) 50,0 g de solución 10,0% m/m.

b) 50,0 cm^3 de solución que contenga 0,200 g de soluto por cm^3 de solución.

c) 150 cm^3 de solución 5,00% m/v.

2_ Se tiene una solución 5,00% m/m. Calcular:

a) la masa de dicha solución que contiene 1,00 g de soluto.

b) la masa de solvente correspondiente.

3_ Calcular la masa de soluto necesaria para preparar 100 cm^3 de solución 10,0% m/v.

4_ Se quiere preparar una solución acuosa de NaCl (sal de cocina) al 10,0% y se dispone de 50,0 g de sal. Calcular:

a) la masa de solución que puede prepararse.

b) la masa de agua necesaria.

5_ Se prepara una solución disolviendo 33,0 g de sacarosa (azúcar común) en 132 g de agua. La densidad de la solución es 1,10 g/cm^3. Calcular su concentración expresada en:

a) % m/m

b) % m/v

c) gramos de sacarosa/100 g de agua.

6_ Una solución acuosa de H_2SO_4 50,0% m/m tiene una densidad de 1,40 g/cm^3. Determinar:

a) % m/v

b) el volumen de solución que contiene 35,0 g de H_2SO_4

7_ Una persona adulta bebe durante un almuerzo dos vasos de vino de 125 cm^3 cada uno. La etiqueta de la botella de vino indica que su graduación alcohólica es 13°. Calcular el volumen de alcohol ingerido por esa persona.

8_ Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son verdaderas o falsas:

a) Para soluciones muy diluidas, la molaridad y la molalidad son aproximadamente iguales.

b) La fracción molar del solvente en una solución extremadamente diluida es casi igual a 1.

9_ Determinar cuántos moles de soluto hay en 50,0 cm^3 de cada una de las siguientes soluciones acuosas:

a) Solución de H_2SO_4 10,0% m/v.

b) Solución de Na_2SO_4 20,0% m/v.

c) Solución de HNO_3 12,0% m/m (δ = 1,10 g/cm^3).

d) Solución de $Ca(OH)_2$ 2,00 M.

10_ El ácido sulfúrico es el producto químico de mayor aplicación industrial. Es utilizado en la fabricación de sulfato de aluminio, fertilizantes y detergentes. La concentración de una solución de H_2SO_4 comercial es aproximadamente 98% m/m y su densidad 1,84 g/cm^3. Calcular:

a) molaridad
b) molalidad
c) fracción molar del soluto.

11_ El sulfuro de sodio es utilizado como agente para depilar pieles en las curtiembres. Se tiene una solución de Na_2S 11,0% m/v cuya densidad es 1,05 g/cm^3. Calcular M, m y X para dicha solución.

12_ Calcular a qué volumen deben diluirse 10,0 cm^3 de una solución acuosa 20,0% m/v, para obtener otra solución 5,00% m/v.

13_ Se dispone de 50,0 cm^3 de una solución 20,0% m/m y densidad 1,20 g/cm^3, ¿Qué volumen de solución 10,0% m/v, puede prepararse por dilución de la anterior?

14_ A una solución de H_2SO_4 0,250 M se le agrega agua hasta un volumen final de 100 cm^3. La solución resultante es 0,100 M. ¿Cuál era el volumen inicial de la solución?

15_ El agua lavandina es esencialmente una solución acuosa de hipoclorito de sodio (NaClO). Se diluyen 10,0 cm^3 de lavandina 12,3% m/v, 5 veces con agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

16_ La concentración de la solución de HCl comercial es aproximadamente 36% m/m y su densidad 1,18 g/cm^3. ¿Qué volumen de esta solución debe tomarse para preparar una solución 1,00 M en un matraz aforado de 500 cm^3, por agregado de agua?

17_ El hidróxido de sodio, conocido en la industria como soda cáustica, es utilizado en la fabricación de jabones, detergentes, celulosa y papel. Se tiene una solución de NaOH al 10,0% m/m cuya densidad es 1,20 g/cm^3, Calcular el volumen de agua que deberá agregarse para obtener 240 cm^3 de solución 0,100 M.

18_ Se tienen dos soluciones acuosas de HCl en sendos recipientes A y B. La solución del recipiente A es 10,0% m/v y δ = 1,10 g.cm^{-3}. La solución del recipiente B es 2,00 M. Calcular:

a) El %m/v de la solución del recipiente B.
b) La molalidad de la solución A.
c) El volumen de agua que debe agregarse a 100 cm^3 de la solución más concentrada para que las concentraciones en A y B sean iguales.

19_ Se tiene 1,00 dm^3 de una solución de NaOH cuya densidad es 1,08 g cm^{-3}. Se evapora solvente hasta que se obtienen 800 cm^3 de solución 2,50 M. Calcular la concentración de la solución original expresada en % m/m.

20_ Se agregan 10,0 g de bromuro de sodio (NaBr) sólido a 500 cm^3 de solución acuosa de dicha sal al 15,0% m/m y δ = 1,12 g/cm^3. Calcular el porcentaje m/m de la solución final.

21_ Se mezclan 300 cm^3 de solución de KCl 10,0% m/v con 200 cm^3 de solución del mismo soluto 35,0% m/v. Calcular la molaridad de la solución resultante.

22_ Se mezclan 22,0 g de una solución A de HCl 21,9% m/v y $\delta = 1{,}10\ g.cm^{-3}$, con otra solución B del mismo soluto. Se obtienen 67,0 cm^3 de solución 2,00 M. Calcular la molaridad de la solución B.

23_ Dada una solución $1{,}50 \times 10^{-5}$ M de carbonato de potasio (K_2CO_3):
a) indicar todas las especies presentes en la solución.
b) calcular la concentración molar del ion carbonato.
c) calcular la concentración del ion K^+, en mg/L.

24_ Se disuelven 16,4 g de Na_3PO_4 en agua hasta obtener 2,00 L de solución. Calcular:
a) la concentración molar de ion PO_4^{3-}.
b) la concentración molar de ion Na^+.

25_ La concentración de ion K^+ en una solución de K_2SO_4 es 0,200 M. Calcular la concentración de la solución expresada en % m/v.

26_ Se mezclan 20,0 cm^3 de solución 0,150 M de Na_2SO_4, con 30,0 cm^3 de solución 0,200 M de NaCl.
a) Indicar todas las especies presentes en la solución final.
b) Calcular la concentración molar del ion Na^+ en la solución final.

27_ Se mezclan 100 cm^3 de solución 0,100 M de K_2SO_4 con 100 cm^3 de solución de KCl 0,25 M y cierto volumen solución de K_3PO_4 0,0250 M, obteniéndose 400 cm^3 de solución. Calcular la concentración molar de K^+ en la solución resultante.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

1_ **a) 5,00 g** **b) 10,0 g** **c) 7,50 g**

2_ **a) 20,0 g** **b) 19,0 g**

3_ **10,0 g**

4_ **a) 500 g** **b) 450 g**

5_ **a) 20,0%** **b) 22,0%** **c) 25,0 g**

6_ **a) 70,0%** **b) 50,0 cm^3**

7_ 32,5 cm^3

9_ a) 0,051 mol b) 0,070 mol c) 0,105 mol d) 0,100 mol

10_ a) 18,4 M b) 500 m c) 0,900

11_ a) 1,41 M b) 1,50 m c) 0,0263

12_ 40,0 cm^3

13_ 120 cm^3

14_ 40,0 cm^3

15_ 0,330 M

16_ 43,0 cm^3

17_ 232 cm^3

18_ a) 7,30% b) 2,74 m c) 37,0 cm^3

19_ 7,41% m/m

20_ 16,5% m/m

21_ 2,68 M

22_ 0,300 M

23_ b) 1,50 10^{-5} M c) 1,17 mg/L

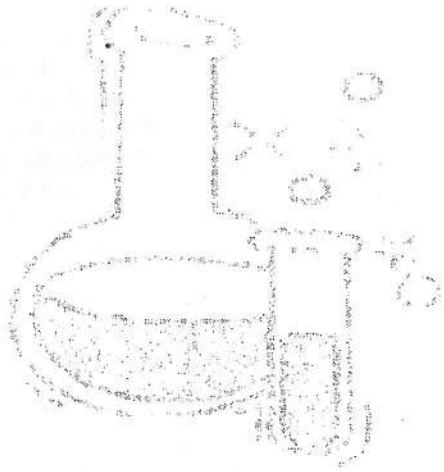
24_ a) 0,0500 M b) 0,150 M

25_ 1,74 %m/v

26_ b) 0,240 M

27_ 0,150 M

9 EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES



1. **INTRODUCCIÓN**
   Variables de Estado
2. **LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES**
   Relación Presión-Volumen (Ley de Boyle)
   Relación Volumen-Temperatura (Ley de Charles)
   Relación Volumen y número de moléculas (Ley de Avogadro)
   La ecuación general del gas ideal
3. **MEZCLA DE GASES**
4. **TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES**
5. **GASES REALES**
   La ecuación de Van der Waals
   La ecuación virial

1_INTRODUCCIÓN

En este capítulo estudiaremos el comportamiento de las sustancias en estado gaseoso, sus propiedades y las leyes que las rigen.

En el capítulo 1 nos hemos referido a los tres estados de agregación de la materia: **sólido, líquido y gaseoso**. Una sustancia estará en estado sólido, líquido o gaseoso según las condiciones de presión y de temperatura en que se encuentre.

Los gases difieren sustancialmente de los sólidos y los líquidos porque no tienen forma definida ni volumen propio. Sus moléculas se mueven casi libremente y al azar ocupando todo el volumen que tengan disponible. Debido a este movimiento continuo los gases adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene. Esta libertad de movimiento permite a las moléculas de un gas desplazarse fácilmente desde un lugar a otro. Por ello los gases tienen alta fluidez. El viento es un ejemplo de una masa de aire gaseoso fluyendo de un lugar a otro.

Algunos gases como el nitrógeno y el oxigeno del aire son esenciales para la vida, otros como el metano o el butano se utilizan como combustibles. El ozono es un gas que adquiere singular importancia en el filtrado de la radiación ultravioleta. Hay gases como el dióxido de carbono que son responsables del efecto invernadero. El cloro es un poderoso bactericida muy utilizado para desinfectar el agua de red.

Los gases pueden comprimirse y expandirse mientras que los líquidos y los sólidos no. Comprimiendo o enfriando un gas, éste puede pasar al estado líquido, como sucede con el gas licuado que contienen las garrafas de gas butano. Otra característica singular de los gases es su baja densidad, que indica que las moléculas de los gases están muy separadas entre sí.

La propiedad más notable de los gases es que todos se comportan de manera similar frente a cambios de temperatura y de presión, expandiéndose o comprimiéndose en valores determinados. Este comportamiento es muy diferente al de sólidos y líquidos en los que las propiedades de cada sustancia deben ser determinadas individualmente.

Variables de Estado

El estado de un gas puede ser descripto mediante sus propiedades macroscópicas, que son las que se pueden observar y medir, como la presión, el volumen o la temperatura. Estas variables, cuyos valores dependen solamente del estado del sistema, se denominan variables de estado. Para describir el estado de una determinada cantidad en moles (n) de un gas, es necesario conocer el volumen (V) que ocupa a una presión (P) y temperatura (T) determinadas. Como veremos más adelante, estas variables de estado están vinculadas entre sí.

- **Presión**

Cuando inflamos un neumático aumenta la presión, que puede medirse con un manómetro. La presión (P) es una magnitud escalar cuya medida es igual al cociente entre el módulo de una fuerza ($\vec{F}$) aplicada perpendicularmente a una superficie y el área (A) sobre la que actúa:

$$P = \frac{|\vec{F}|}{A}$$

La unidad de la presión en el sistema internacional (SI) es el pascal (Pa):

$$[P] = \frac{[F]}{[A]} = \frac{N}{m^2} = Pa$$

Los manómetros que miden la presión en los neumáticos no usan como unidad el pascal sino libra/pulgada².

Un pascal representa la presión correspondiente a una fuerza de 1 Newton aplicada sobre un área de 1 m^2.

A nivel molecular, la presión ejercida por un gas puede interpretarse como la fuerza que ejercen las moléculas del gas cuando chocan contra las paredes del recipiente, por unidad de área.

Presión atmosférica

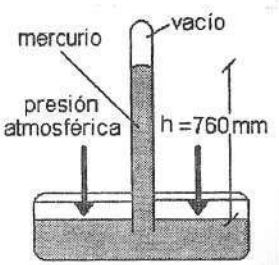
La fuerza gravitatoria actúa sobre todas las moléculas de los componentes del aire de la atmósfera, empujándolas hacia la superficie de la Tierra. La presión que ejercen las moléculas gaseosas que componen el aire sobre la Tierra, es conocida como presión atmosférica.

La primera experiencia para medir la presión atmosférica fue realizada por Evangelista Torricelli, utilizando un aparato denominado barómetro. Éste consiste en un tubo de aproximadamente 1 m de longitud, que se llena con mercurio y se coloca invertido en una cubeta con mercurio. Se observa que la columna mercurial del tubo desciende hasta un nivel de 760 mm con respecto al nivel del mercurio contenido en la cubeta, independientemente del diámetro del tubo usado. Esto nos indica que la presión atmosférica que se ejerce sobre la superficie libre del mercurio de la cubeta equilibra la presión debida al peso de la columna de mercurio.

La unidad de presión atmosférica es la atmósfera (atm):

Una atmósfera es la presión que soporta una columna de 760 mm de mercurio a 0°C y a nivel del mar.

1 atm = 760 mmHg

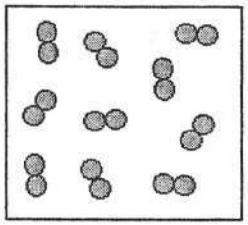


Barómetro de Torricelli

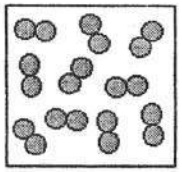
Otra unidad muy utilizada para medir la presión es el milímetro de mercurio (mmHg), basada también en el barómetro de mercurio. Un mmHg se define como la presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de altura.

La presión puede medirse en distintas unidades, como **pascal** (Pa), **atmósferas** (atm), o **milímetros de mercurio** (mmHg).

unidad	símbolo	conversión al SI	equivalencias
pascal	Pa	1 Pa = 1 N/m^2	1 Pa = $7{,}50 \times 10^{-3}$ mmHg
hecto-pascal	hPa	1 hPa = 100 Pa	1 hPa = 0,750 mmHg
atmósfera	atm	1 atm = $1{,}013 \times 10^5$ Pa 1 atm = 1013 hPa	1atm = 760 mmHg
milímetros de mercurio	mmHg	1 mmHg = 1,333 hPa	1 mmHg = $1{,}32 \times 10^{-3}$ atm



moléculas más alejadas



moléculas más juntas

Los químicos usan más frecuentemente como unidad de presión atm o mmHg, debido a que expresado en pascales el valor de la presión atmosférica resulta muy grande. Las equivalencias entre las unidades de presión más usadas son:

1 atm = 760 mmHg = 1013 hPa (1)

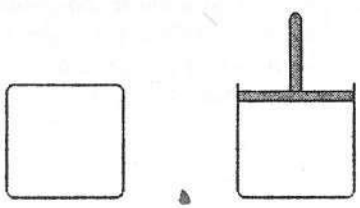
- **Volumen**

El volumen es el espacio ocupado por una porción limitada de materia. Como un gas no tiene volumen propio, su volumen es el del recipiente que lo contiene. La misma cantidad de gas puede ocupar recipientes de distintos tamaños. En un recipiente de mayor volumen las moléculas del gas están más dispersas, es decir, más alejadas entre sí, que en uno de menor volumen.

En una mezcla de gases, como el aire encerrado en un recinto, todos los gases que lo componen ocupan todo el volumen al mismo tiempo, dado que todos se mueven libremente dentro del recinto.

En los experimentos realizados con gases, éstos pueden colocarse en dos tipos de recipientes:

- recipiente rígido, cuyas paredes son indeformables y por lo tanto su volumen no cambia.
- recipiente con tapa móvil cuyo volumen es variable a medida que se desplaza la tapa.



Recipiente rigido *Recipiente con tapa móvil*

- **Temperatura**

Podemos decir que la temperatura es una medida del estado térmico de una sustancia. Desde el punto de vista molecular, la temperatura está relacionada con el movimiento de las moléculas del gas. A mayor temperatura aumenta el movimiento de las moléculas de un gas y se incrementa el número y la intensidad de los choques con las paredes del recipiente. En consecuencia, en un recipiente rígido, aumenta la presión ejercida por el gas.
Las escalas cuantitativas creadas para medir la temperatura se basan en alguna propiedad de la materia que varíe con la temperatura y que pueda medirse fácilmente, como por ejemplo el volumen.

El instrumento utilizado para medir la temperatura se denomina termómetro. El más utilizado consiste en un tubo de vidrio graduado con un bulbo o depósito, en cuyo interior se coloca un líquido como mercurio o alcohol, cuyo nivel cambia con la temperatura. Para medir la temperatura con un termómetro, es necesario definir una escala graduada, tomando dos puntos de referencia arbitrarios, o puntos fijos, de la escala.

Anders Celsius propuso a principios del siglo XVII, una escala centígrada en la que el

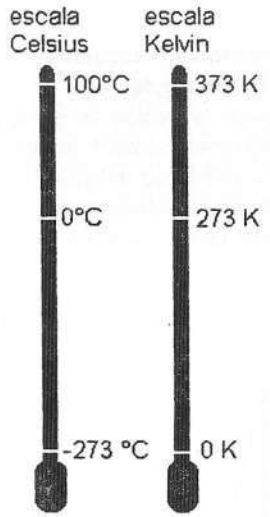
valor 0 corresponde al punto de fusión normal del hielo y el 100 al punto de ebullición normal del agua. La distancia entre estas dos marcas se divide en 100 partes iguales, que se numeran de 0 a 100. El intervalo comprendido entre dos divisiones consecutivas se denomina grado centígrado o grado Celsius (°C). La escala puede prolongarse por debajo de cero (temperaturas negativas) y por encima de cien.

La experiencia muestra que es imposible alcanzar temperaturas inferiores a -273°C. Este límite inferior constituye el 0 (cero) absoluto y da origen a una nueva escala de temperaturas, propuesta por Lord Kelvin en 1848, que se conoce como escala absoluta o escala Kelvin (K).

La amplitud del grado Kelvin es igual a la del grado Celsius, de modo que el valor -273°C corresponde a 0 K; el valor del punto de fusión del hielo (0°C) es 273 K y el correspondiente al punto de ebullición del agua (100 °C) es 373 K.

Para expresar en grados Kelvin una temperatura dada en °C, sólo hay que sumarle el número 273 a la temperatura centígrada. Es decir:

$$\boxed{T(K) = t\,(°C) + 273} \quad (2)$$



Escalas de temperatura

Ejemplo 9.1

Expresar la temperatura de una muestra de alcohol etílico que se encuentra a 223 K, en grados Celsius. ¿En qué estado se halla el alcohol a esa temperatura, sabiendo que su punto de fusión es -110°C?

Resolución

Para obtener la temperatura en °C, despejamos de la ecuación (2):

$$t°C = T(K) - 273 = (223 - 273)°C = -50°C$$

A esta temperatura el alcohol se halla en estado líquido, ya que congela a -110°C.

2_LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES

El comportamiento de los gases es más sencillo de predecir que el de los sólidos y líquidos. Esto se debe a que las moléculas que componen el gas, a diferencia de sólidos y líquidos, están muy alejadas unas de otras y son relativamente independientes.

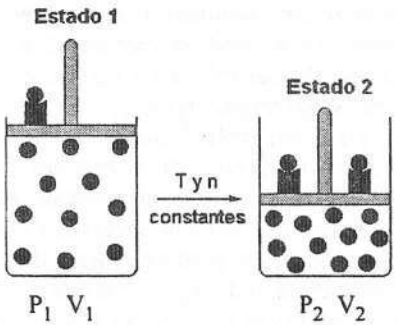
A continuación veremos el resultado de numerosas experiencias que se traducen en leyes que rigen el comportamiento de los gases.

Relación Presión-Volumen (Ley de Boyle)

Robert Boyle descubrió en 1662 que cuando una cantidad fija de gas mantenida a temperatura constante se somete a diferentes presiones, el volumen ocupado por el gas varía en forma inversa a la presión aplicada.

Este hecho puede visualizarse en el siguiente esquema, para n moles de gas a una temperatura constante T, que pasan de un Estado 1 caracterizado por (V_1, P_1, T) a un Estado 2, caracterizado por (V_2, P_2, T), en el que se duplicó la presión:

Representación esquemática de la ley de Boyle
Al duplicar la presión del gas que se halla en el Estado 1, manteniendo la cantidad del gas y la temperatura constantes, el volumen disminuye a la mitad.



Si efectuamos el producto P x V para el gas en ambos estados, obtenemos:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = 2\ P_1 \times \tfrac{1}{2}\ V_1$$

En general, si efectuamos el producto P x V para n y T constantes, es:

$$(P \times V)_{n,T} = k\ (n,T)$$

Donde la constante k depende de la cantidad n de gas y de la temperatura T a la que se produjo la transformación.

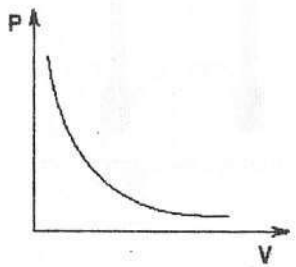
Ley de Boyle: *Para una cantidad fija de gas (n moles) mantenida a temperatura constante, el producto de la presión y el volumen que ocupa es constante.*

Esto significa que, para T y n constantes, la presión y el volumen son inversamente proporcionales:

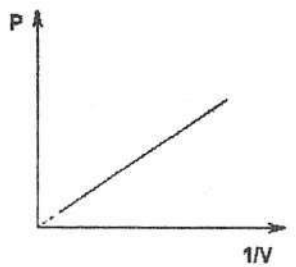
$$P = \frac{k}{V}$$

La representación gráfica de la presión P en función del volumen V es una hipérbola equilátera. Como la curva obtenida une puntos de igual temperatura se conoce como **isoterma**.

La representación de P en función de 1/V es una recta cuya pendiente es k que, si se extrapola, pasa por el origen. La extrapolación debe hacerse ya que 1/V no puede ser cero.



Representación de P vs. V, para n y T constantes

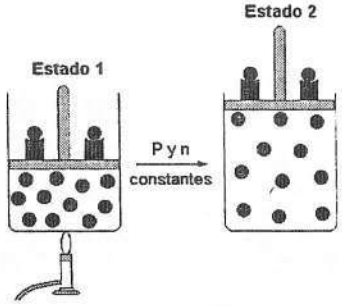


Representación de P vs. 1/V, para n y T constantes

Relación Volumen-Temperatura (Ley de Charles)

Es un hecho experimental que cuando una cantidad de gas mantenido a presión constante se calienta, expande su volumen.

El primer estudio cuantitativo de la variación que experimenta el volumen de un gas con la temperatura fue realizado por J. Charles en 1787 y verificado por Gay Lussac en 1802.



Representación esquemática de la ley de Charles
Al calentar cierta cantidad del gas que se halla en el Estado 1, manteniendo la presión constante, el volumen aumenta.

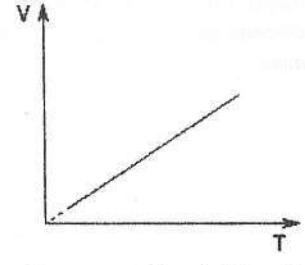
Al aumentar la temperatura de n moles de gas mantenidos a presión constante, la experiencia indica que el volumen aumenta proporcionalmente a la temperatura absoluta. Por lo tanto escribimos:

$$V_{n,P} = k\,(n,P)\,T$$

Donde la constante k depende de la cantidad de gas y de la presión P a la que se produjo la transformación.

Ley de Charles: *El volumen que ocupa una cantidad fija de gas (n moles) mantenida a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.*

La representación gráfica del volumen de V en función de la temperatura absoluta T es una recta cuya pendiente es k, que si se extrapola pasa por el origen. La extrapolación debe hacerse debido a que no puede alcanzarse la temperatura de cero grados Kelvin.



Representación de V vs. T, para n y P constantes

Relación Volumen y número de moléculas (Ley de Avogadro)

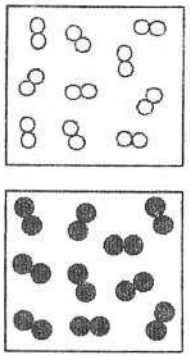
En 1811, el físico italiano Amedeo Avogadro estableció que si se tienen dos recipientes de igual volumen en iguales condiciones de presión y temperatura, aunque los gases sean distintos, ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.

Ley de Avogadro: *Volúmenes iguales de gases distintos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de moléculas.*

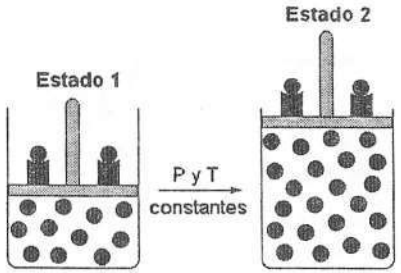
Este enunciado se conoce también como hipótesis de Avogadro.

Como el número de moléculas y los moles de moléculas son directamente proporcionales, de esta hipótesis se deduce que si el volumen de un mol de gas es V, el de dos moles, en iguales condiciones de P y T, será 2V y el de n moles nV.

En el esquema siguiente se muestra que si se duplica el número de moléculas de gas a P y T constantes, el volumen aumenta al doble.



El mismo número de moléculas de dos gases distintos en las mismas condiciones de P y T, ocupa igual volumen



A P y T constantes el volumen de un gas es directamente proporcional a su cantidad en moles.

$$V_{P,T} = k\,(P,T)\,n$$

Donde la constante k depende de la presión P y de la temperatura T.

El volumen de un gas mantenido a presión y temperatura constantes, es directamente proporcional a la cantidad de del gas.

La ecuación general del gas ideal

Si los valores de las variables de estado P, V y T , y la cantidad n de un gas son conocidos, decimos que el gas se halla en un estado determinado. Estas variables no son independientes entre sí sino que es posible vincularlas en una única ecuación conocida como la ecuación general del gas ideal.

Combinando adecuadamente las leyes de Boyle, Charles y Avogadro, podemos obtener una expresión general que vincule a las variables de estado para cualquier sustancia gaseosa.

- Según ley de Boyle: $V = k_1 / P$ (T y n constantes)
- Según ley de Charles $V = k_2\,T$ (P y n constantes)
- Según ley de Avogadro $V = k_3\,n$ (P y T constantes)

En todas las expresiones correspondientes a gases debe utilizarse la temperatura absoluta T medida en grados Kelvin (K).

Luego : $V = k\,n\,T / P$

Si denominamos R a la constante de proporcionalidad es: $V = R\,n\,T / P$, o bien:

$$\boxed{PV = nRT} \quad (3)$$

R es una constante universal que es independiente de la naturaleza del gas.

Si en la ecuación (3) la presión P se expresa en atm, el volumen V en dm^3, la temperatura T en K y la cantidad en moles el valor de R es:

$$R = 0{,}082\ \text{atm}\ dm^3 / K\ \text{mol}$$

Este valor depende de las unidades utilizadas, pero no de las condiciones experimentales. El valor de R expresado en unidades del sistema internacional es:

$$R = 8{,}31 \text{ joule/K mol}$$

En general, los gases no cumplen esta ecuación en cualquier condición de P y T, sino que sólo lo hacen a presiones bajas y a temperaturas relativamente altas. Por esta razón, esta ecuación se denomina ecuación general del gas ideal, debido a que sólo se cumple exactamente para una sustancia gaseosa "ideal".

Un gas ideal es una sustancia gaseosa cuyo comportamiento obedece estrictamente la ecuación general del gas ideal bajo cualquier condición de presión y temperatura.

GAS IDEAL

De la ecuación (3) es : $\frac{PV}{T} = nR$

Si se produce la transformación de un gas ideal desde un estado 1 a un estado 2, sin que cambie la cantidad de gas, el producto nR es constante y por lo tanto podemos escribir:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2} \quad (4)$$

Esta ecuación nos permite calcular cualquiera de las variables en un estado determinado, conocidas todas las demás.

Ejemplo 9.2

Una muestra de 1,56 g de un gas ideal ocupa un volumen de 1,00 L a 27,0°C y 912 mmHg. Calcular:

a) la masa molar del gas.
b) a qué temperatura ocupará un volumen de 2,00 L a 0,750 atm.
c) el volumen que ocupa a 273 K y 1,00 atm.

Resolución

Datos

m gas = 1,56 g
V = 1,00 L
T = (27,0 + 273) K = 300 K
P = 912/760 atm = 1,20 atm

Incógnitas

a) *M*
b) T
c) V

a) Como la masa molar está relacionada con la cantidad (n), despejamos ésta de la ecuación (3) y obtenemos:

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Reemplazando por los datos del problema en las unidades correspondientes:

$$n = \frac{1{,}20 \text{ atm} \times 1{,}00 \text{ dm}^3}{(0{,}082 \text{ atm dm}^3/\text{K mol})\, 300 \text{ K}} = 0{,}0488 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta que n = m/*M*, es *M* = m/n, y:

$$M = 1{,}56 \text{ g}/0{,}0488 \text{ mol} = 32{,}0 \text{ g/mol}$$

$$\boldsymbol{M = 32{,}0 \text{ g/mol}}$$

b) Para calcular esta temperatura es conveniente aplicar la ecuación (4).

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Con $P_1 = 1{,}20$ atm, $V_1 = 1{,}00$ L, $T_1 = 300$ K, $V_2 = 2{,}00$ L y $P_2 = 0{,}750$ atm.
Si despejamos T_2 y reemplazamos por los valores dados, obtenemos:

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} = \frac{0{,}750 \text{ atm} \times 2{,}00 \text{ L} \times 300 \text{ K}}{1{,}20 \text{ atm} \times 1{,}00 \text{ L}} = 375 \text{ K}$$

$$T_2 = (375 - 273)\ ^\circ\text{C} = \mathbf{102^\circ C}$$

c) De la ecuación (4) despejamos V_2 y obtenemos:

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2}$$

con $P_1 = 1{,}20$ atm, $V_1 = 1{,}00$ L, $T_1 = 300$ K, $T_2 = 273$ K y $P_2 = 1{,}00$ atm.
Reemplazando por dichos valores resulta:

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{1{,}20 \text{ atm} \times 1{,}00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{300 \text{ K} \times 1{,}00 \text{ atm}} = 1{,}092 \text{ L}$$

$$\mathbf{V_2 = 1{,}092 \text{ L}}$$

Densidad de un gas

La densidad de un gas puede calcularse efectuando el cociente entre la masa del gas (m) y el volumen del recipiente (V_R) que lo contiene.

$$\delta = \frac{m}{V_R} \quad (5)$$

La unidad de densidad más frecuentemente utilizada para gases es g/dm^3.

A partir de la ecuación general del gas ideal se puede obtener una expresión para calcular la densidad de un gas, conocidas las condiciones de presión y de temperatura. Sabiendo que la cantidad en moles de una sustancia de masa molar M puede calcularse mediante la expresión: $n = m/M$, si reemplazamos en la ecuación general del gas ideal (3), obtenemos:

$$PV = \frac{m}{M}RT \quad y \quad PM = \frac{m}{V}RT = \delta RT \qquad \text{Luego: } \boxed{\delta = \frac{PM}{RT}} \quad (6)$$

Es importante señalar que si el gas se halla en un recipiente rígido, la densidad del gas no depende de la presión ni de la temperatura. En efecto, como el volumen es constante, si aumentamos la temperatura, aumenta proporcionalmente la presión y la densidad no cambia. Por otra parte, como $\delta = m/V$, si la masa es constante y el recipiente es rígido la densidad no cambia aunque se modifique la temperatura.

La ecuación anterior es válida si nuestro sistema está formado por un único gas. Para calcular la densidad de una mezcla gaseosa empleamos:

$$\boxed{\delta \text{ mezcla} = \frac{\text{masa mezcla}}{\text{V mezcla}}} \quad (7)$$

Ejemplo 9.3

Calcular la densidad del oxígeno a 25,0°C y 0,750 atm.

Resolución

Como no conocemos ni la masa de gas ni el volumen que ocupa, para calcular su densidad aplicamos la ecuación (6), sabiendo que la masa molar del oxígeno es 32,0 g/mol:

$$\delta = \frac{PM}{RT} = \frac{0{,}750\,\text{atm} \times 32{,}0\,\text{g/mol}}{(0{,}082\,\text{atm dm}^3/\text{Kmol})\,298\,\text{K}} = 0{,}982\,\text{g/dm}^3$$

$$\boldsymbol{\delta = 0{,}982\ g/dm^3}$$

Ejemplo 9.4

Un recipiente rígido de 500 cm^3 contiene 0,573 g de una sustancia gaseosa a 760 mmHg y 25,0°C.

a) Calcular la densidad en esas condiciones de presión y temperatura.
b) Indicar qué ocurre con el valor de la densidad del gas si se aumenta la temperatura hasta duplicar el valor inicial.
c) Determinar la masa molar del gas.

Resolución

Datos	**Incógnitas**
m gas = 0,573 g	a) δ
V = 0,500 dm^3	b) δ
T = (25,0 + 273) K = 298 K	c) M

a) Para calcular la densidad del gas, como conocemos la masa y el volumen que ocupa en las condiciones de presión y temperatura dadas, aplicamos la ecuación (5):

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{0{,}573\ g}{0{,}500\ dm^3} = 1{,}146\ g/dm^3$$

b) Como el gas se encuentra en un recipiente rígido, al aumentar la temperatura el volumen no cambia y como tampoco se modificó la masa del gas, la densidad que es el cociente entre estas dos variables, permanece constante.

c) Una manera directa de calcular la masa molar de un gas es mediante la ecuación (3) en la que reemplazamos n por m/*M*:

$$PV = \frac{m}{M}RT, \text{ de donde } M = \frac{mRT}{PV}$$

Si reemplazamos en esta ecuación los datos del problema obtenemos:

$$M = \frac{0{,}573\ g \times 0{,}082\ atm\ dm^3 \times 298 K}{1\ atm \times 0{,}500\ dm^3\ K\ mol} = 28{,}0\ g/mol$$

***M* =28,0 g/mol**

Volumen molar

El volumen ocupado por cierta cantidad de una sustancia en determinadas condiciones de presión y temperatura, depende de la naturaleza y de la masa de la sustancia. Si la sustancia es un sólido o un líquido, dado que las partículas que la forman están muy próximas entre sí, son poco afectadas por la presión y la temperatura. En cambio, si la sustancia es gaseosa hay que especificar las condiciones de presión y temperatura en las que se mide el volumen.

Definimos **volumen molar** (V_M) de una sustancia, en un determinado estado de agregación, al volumen ocupado por un mol de unidades elementales de la sustancia. Por ejemplo, el volumen molar del agua líquida es el volumen que ocupa un mol de moléculas de agua, es decir, el volumen que ocupan 18 g de agua. Si consideramos que su densidad es 1g/cm^3 es:

$$V_M\,(H_2O) = 18\ cm^3$$

Para expresar el volumen molar de una sustancia gaseosa debemos indicar las condiciones de presión y temperatura.

Llamamos condiciones normales de presión y temperatura (**CNPT**), a la presión de 1 atm (1013 hPa) y a la temperatura de 0°C (273 K). El volumen molar medido en estas condiciones, se denomina **volumen molar normal** (V_{MN}).

Para las sustancias gaseosas, el valor del V_{MN} se puede calcular fácilmente mediante la ecuación general del gas ideal, despejando de (3):

$$V_{MN} = \frac{nRT}{P} = \frac{1\ \text{mol} \times 0{,}082\ \text{atm dm}^3 \times 273\ \text{K}}{\text{K mol} \times 1\ \text{atm}} = 22{,}4\ \text{dm}^3$$

De acuerdo con la ley de Avogadro, en iguales condiciones de presión y temperatura, un mol de moléculas de cualquier sustancia gaseosa ocupa el mismo volumen. Por consiguiente, el V_{MN} es el mismo para cualquier gas ideal.

VOLUMEN MOLAR NORMAL

El volumen molar normal es el que ocupa un mol de moléculas de cualquier gas ideal en CNPT. Su valor es 22,4 dm³ independientemente de la naturaleza del gas.

En la Tabla 9.1 se muestran datos de volumen molar y densidad de tres gases, en condiciones normales de presión y temperatura.

	amoníaco (NH_3)	**nitrógeno (N_2)**	**oxígeno (O_2)**
P y T	CNPT	CNPT	CNPT
masa molar	17,0 g/mol	28,0 g/mol	32,0 g/mol
volumen molar	22,4 dm^3	22,4 dm^3	22,4 dm^3
densidad	0,759 g/dm^3	1,25 g/dm^3	1,43 g/dm^3

Tabla 9.1: Volumen molar y densidad de los gases NH_3, N_2 y O_2

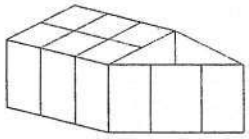
Como podemos observar el volumen molar normal es el mismo para los tres gases, mientras que la densidad aumenta con la masa molar del gas.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

EL EFECTO INVERNADERO

Frecuentemente hemos oído hablar del efecto invernadero, como un fenómeno que tiene que ver con el aumento de la temperatura terrestre. Pero, en primer lugar ¿sabemos realmente qué es un invernadero?

Un invernadero es un lugar cerrado con paneles de material transparente como vidrio o polietileno, donde se colocan las plantas para protegerlas del frío invernal. El material transparente deja pasar la luz visible proveniente del sol, calentando los objetos del interior que son esencialmente plantas. Las plantas absorben el calor del sol y luego lo ceden en forma de radiación infrarroja. Al cabo de cierto tiempo se alcanza el equilibrio térmico, a mayor temperatura que los objetos situados al aire libre. Esto se debe a que sólo una pequeña parte de la radiación infrarroja que emiten los objetos del interior del invernadero, logra atravesar el cristal de vidrio. El resto de la radiación se va acumulando en el interior elevando la temperatura del ambiente. Este fenómeno por el cual la acumulación de radiación infrarroja aumenta la temperatura del interior del recinto, se conoce como efecto invernadero.



un invernadero

¿Tendrá que ver esto con la temperatura de la Tierra? Nuestro planeta recibe la radiación proveniente del sol, de la cual una buena parte es absorbida por la tierra y los océanos. La mayor parte de esa energía absorbida es emitida por la tierra como radiación infrarroja. Algunos de los gases presentes en la atmósfera, como el vapor de agua, el metano y especialmente el dióxido de carbono, denominados gases de invernadero, absorben este tipo de radiación. En otras palabras, estos gases actúan como el cristal del invernadero, impidiendo que gran parte de la radiación infrarroja emitida abandone la superficie de la Tierra. Esto causa el calentamiento global de nuestro planeta, afectando a las especies vegetales y animales, pudiendo convertir tierras fértiles en desiertos, además de provocar el deshielo de los polos.

La acumulación de CO_2 en la atmósfera es debida principalmente al consumo de combustibles fósiles (petróleo y carbón) que utilizan diariamente autos, aviones y plantas industriales. Es por ello que resulta imperioso limitar las emisiones de CO_2 a la atmósfera. El proceso de reemplazo de combustibles requiere un enorme esfuerzo de investigación y desarrollo, que no todos los países están en condiciones de afrontar.

Gases de invernadero

Vapor de agua: Es un componente natural del aire y se produce por los procesos de evaporación del agua líquida.

Metano: Se produce por la descomposición anaeróbica de ciertas plantas y algas en aguas estancadas y en pantanos.

Dióxido de carbono: Es un componente natural del aire. Es producido por la respiración y por los procesos de combustión de materiales orgánicos.

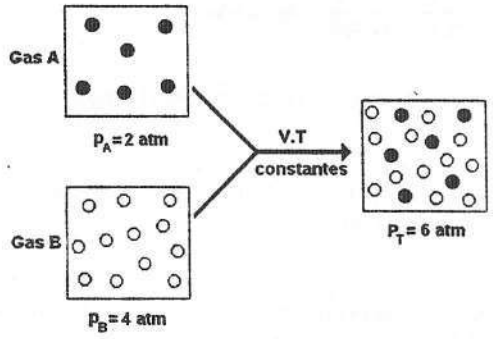
3_MEZCLA DE GASES

PRESIÓN PARCIAL DE UN GAS

Las moléculas de un gas ideal se mueven independientemente unas de otras. Esto significa que en una mezcla de gases que se comporta idealmente, podemos esperar que cada gas que compone la mezcla ejerza presión independientemente de la presencia de los demás gases.

Supongamos que disponemos de dos recipientes idénticos, que contienen distintas cantidades de dos gases A y B, a la misma temperatura; el gas A ejerce una presión de 2 atm y el B una presión de 4 atm.

Si mezclamos ambos gases en un tercer recipiente de igual volumen que los anteriores y a la misma temperatura, podemos observar que la presión ejercida por la mezcla es de 6 atm.



De esta experiencia podemos concluir que:

- Cada gas ejerce en la mezcla una presión igual a la que ejercería si ocupara el mismo volumen que la mezcla a la misma temperatura. La presión que ejerce cada gas en la mezcla (p_A y p_B) se conoce como **presión parcial del gas**:

$$p_A = n_A \frac{RT}{V} \qquad p_B = n_B \frac{RT}{V}$$

- La presión total (P_T) ejercida por la mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los gases en la mezcla (**ley de Dalton**):

$$P_T = p_A + p_B$$

Generalizando este resultado para una mezcla de A,B,C,...N componentes gaseosos es:

$$P_T = p_A + p_B + p_C + \ldots + p_N$$

Esta es la expresión matemática de la ley de las presiones parciales de Dalton.

Si V es el volumen ocupado por la mezcla de gases a la temperatura T, para cada gas se verifica:

$p_A V = n_A RT$ $\qquad$ $p_B V = n_B RT$ $\qquad \ldots \qquad$ $p_N V = n_N RT$

Si sumamos miembro a miembro las ecuaciones anteriores y sacamos factor común, obtenemos:

$(p_A + p_B + p_C + \ldots + p_N) V = (n_A + n_B + n_C + \ldots + n_N) RT$, es decir:

$$\boxed{P_T V = n_T RT} \quad (8)$$

Esta es la ecuación general para una mezcla de gases ideales.

Para un componente cualquiera "i" de una mezcla gaseosa es: $p_i V = n_i RT$
Si efectuamos el cociente entre esta ecuación y la ecuación (8) obtenemos:

$$\frac{p_i V}{P_T V} = \frac{n_i RT}{n_T RT}, \text{ de donde } \frac{p_i}{P_T} = \frac{n_i}{n_T}$$

Como el cociente n_i/n_T es la fracción molar del gas i en la mezcla (X_i), resulta:

$$p_i = X_i P_T \quad (9)$$

Esta ecuación nos permite calcular la presión parcial p_i de un gas en una mezcla gaseosa, conociendo su fracción molar y la presión total.

Ejemplo 9.5

Un recipiente rígido de 3,50 dm^3 contiene CO_2 (g) a 30,0°C y 1900 mmHg. Se agregan 28,2 g de un gas de fórmula XO_3, manteniendo la temperatura, y se observa que la presión aumenta a 5,00 atm. Calcular:

a) los moles de moléculas que hay en el sistema final.
b) la presión parcial que ejerce el gas XO_3 en la mezcla.
c) la masa molar del gas XO_3.
d) la densidad de la mezcla en las condiciones finales.

Explicar qué ocurre con la presión parcial de CO_2 si se agrega a la mezcla 1,00 mol de helio a la misma temperatura. Dato M (CO_2) = 44 g/ mol

Resolución

a) Como tenemos todos los datos, podemos calcular los moles que hay en la mezcla, despejando n_T de la ecuación general para una mezcla de gases (8):

$$n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{5 \text{ atm} \times 3{,}50 \text{ dm}^3 \text{ K mol}}{0{,}082 \text{ atm dm}^3 \text{ 303 K}} = 0{,}704 \text{ mol}$$

$$\mathbf{n_T = 0{,}704 \text{ mol}}$$

b) Para calcular la presión parcial que ejerce el gas XO_3 en la mezcla, aplicamos la ecuación del gas ideal (3) para este gas:

$$p\,XO_3 = n\,XO_3 \frac{RT}{V}$$

Para aplicar esta ecuación debemos calcular previamente n XO_3. Como tenemos los moles que hay en la mezcla, podemos calcular n XO_3, según: n XO_3 = n_T - n CO_2.

De (1) 1900 mm Hg = 2,50 atm. La cantidad de CO_2 es:

En estas expresiones sólo colocamos la unidad final

$$n\,CO_2 = \frac{p\,CO_2 V}{RT} = \frac{2{,}50 \times 3{,}50}{0{,}082 \times 303}\ \text{mol} = 0{,}352\ \text{mol}$$

Luego: $n\,XO_3 = (0{,}704 - 0{,}352)\ \text{mol} = 0{,}352\ \text{mol}$
Si reemplazamos este valor en la ecuación, obtenemos:

$$pXO_3 = 0{,}352\,\frac{0{,}082 \times 303}{3{,}50}\ \text{atm} = 2{,}50\ \text{atm}$$

$$\mathbf{p\,XO_3 = 2{,}50\ atm}$$

c) Como $n\,XO_3 = \frac{m}{M}$, es: $M = \frac{m}{n\,XO_3} = \frac{28{,}2\ g}{0{,}352\ mol} = 80{,}1\ g/mol$

$$\boldsymbol{M = 80{,}1\ g/mol}$$

d) Para calcular la densidad de la mezcla gaseosa aplicamos la ecuación (7):

$$\delta\ \text{mezcla} = \frac{\text{masa mezcla}}{V\ \text{mezcla}} = \frac{m\,CO_2 + m\,XO_3}{3{,}50\ dm^3} = \frac{0{,}352 \times 44\ g + 28{,}2\ g}{3{,}50\ dm^3} = 12{,}5\ g/dm^3$$

$$\boldsymbol{\delta\ mezcla = 12{,}5\ g/dm^3}$$

Como la presión parcial es la presión que ejercería el gas si estuviera solo ocupando el mismo volumen, la p CO_2 no cambia por el agregado de otro gas.

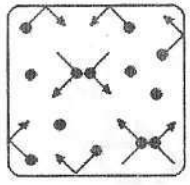
4_TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES

Las propiedades tales como temperatura, presión o volumen son conocidas como propiedades macroscópicas de la materia. Hay una estrecha relación entre la descripción molecular de un gas y sus propiedades macroscópicas.

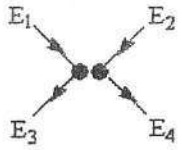
Las propiedades macroscópicas de un gas sugieren que sus moléculas se comportan independientemente unas de otras. Así, la facilidad con que los gases se comprimen nos indica que la distancia entre sus moléculas es muy grande comparada con sus tamaños. Además los gases se expanden rápidamente lo que sugiere la ausencia de grandes fuerzas de atracción entre las moléculas.

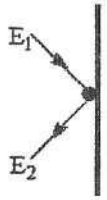
El modelo que explica teóricamente a nivel molecular las propiedades de los gases es la **teoría cinética de los gases ideales**, que se basa en los siguientes postulados:

- Un gas está constituido por un gran número de moléculas que se mueven al azar chocando entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene. No se ejercen fuerzas de atracción ni de repulsión entre las moléculas del gas, por lo cual pueden moverse libremente en forma independiente.



Movimiento al azar de las moléculas de un gas





Choque elástico entre moléculas y contra la pared del recipiente

- El volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable comparado con el volumen del recipiente que lo contiene. Esto significa que el volumen de las moléculas es tan pequeño que pueden considerarse puntuales.

- Cada molécula posee una energía cinética, que es el producto de su masa por el cuadrado de su velocidad: $Ec = \frac{1}{2} m \times v^2$. En un instante dado, las moléculas tienen velocidades diferentes y por lo tanto distintas energías cinéticas. La energía cinética media ($\overline{Ec}$) es el promedio de las energías cinéticas de todas las moléculas.

- Las moléculas se mueven continuamente al azar y en línea recta chocando entre sí y con las paredes del recipiente. Estos choques son perfectamente elásticos, lo que significa que cuando chocan las moléculas cambian su dirección pero la energía cinética total se conserva. En otras palabras, no se pierde energía por choque.

- La energía cinética media de las moléculas del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. ($\overline{Ec} = k\ T$).

En rigor esta teoría se aplica estrictamente sólo a la sustancia gaseosa hipotética denominada gas ideal. Sin embargo, podemos aplicarla con buena aproximación a los gases reales en condiciones de bajas presiones y temperaturas relativamente altas. Un gas ideal puede ser definido en términos de sus parámetros moleculares y de acuerdo con la teoría cinética, de la siguiente manera:

En un gas ideal tanto el volumen de sus moléculas como las fuerzas de atracción entre ellas son despreciables y no tienen efecto sobre el comportamiento del gas.

De acuerdo con este modelo, la mayor parte del volumen ocupado por un gas es un espacio vacío, en el cual se encuentran millones de partículas que se mueven rápidamente al azar, ocupando todo el espacio que pueden recorrer. Esta es la principal característica que distingue los gases de los líquidos y los sólidos, en los cuales las moléculas están constantemente en contacto unas con otras. Este modelo sencillo permite explicar las propiedades de los gases que describimos a continuación:

- La gran compresibilidad de los gases se explica porque la compresión implica una disminución de la distancia intermolecular promedio.

- La expansión espontánea de los gases hasta ocupar todo el volumen disponible indica que no hay grandes fuerzas de atracción entre sus moléculas.

- El movimiento browniano pone de manifiesto que las moléculas de gas están en continuo movimiento.

Cap. 1

- La presión ejercida por un gas se debe a los choques de las moléculas contra las paredes del recipiente que lo contiene. La frecuencia de estos choques depende del número de moléculas que hay por unidad de volumen, es decir, de la densidad del gas. Cuanto menor es la densidad de un gas menor es la frecuencia de los choques y menor la presión.

Por otra parte, este modelo permite explicar las leyes experimentales de los gases:

- **Ley de Boyle**: Al disminuir el volumen del recipiente a temperatura constante, las moléculas tienen menos espacio para moverse, por lo que aumenta el número de choques contra las paredes aumentando la presión.

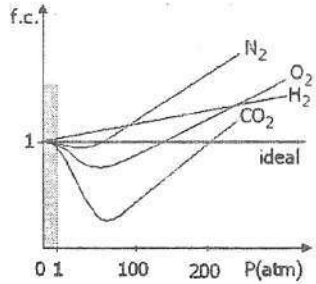
- **Ley de Charles**: Al aumentar la temperatura a presión constante, aumenta la agitación térmica; las moléculas chocan con mayor frecuencia contra las paredes del recipiente, lo que se traduce en un aumento del volumen.

- **Ley de Dalton**: En una mezcla de gases, las moléculas de cada gas chocan independientemente contra las paredes del recipiente, ejerciendo su propia presión parcial.

5_GASES REALES

En general, podemos considerar que los gases, salvo en condiciones de presiones elevadas y temperaturas muy bajas, tienen un comportamiento bastante aproximado al de un gas ideal. A presiones altas y bajas temperaturas, las moléculas de gas están más cerca unas de otras, de modo que en los gases reales se manifiestan fuerzas de atracción entre ellas, impidiendo su libre movimiento. Esto hace que se produzcan desviaciones respecto del comportamiento ideal, y en estos casos deben aplicarse correcciones a la ecuación general del gas ideal.

A los efectos de analizar esas desviaciones, definimos el factor de compresibilidad (f.c.) para un mol de gas: **f.c. = PV/RT**. El factor de compresibilidad para el gas ideal es igual a 1, mientras que para un gas real es distinto de 1 y es una medida de la desviación que presenta del comportamiento ideal. En la Figura de la derecha se representa el factor de compresibilidad para un mol de diversos gases, a la temperatura constante de 273 K, en función de la presión. A presiones bajas, (menores que 1 atm) los factores de compresibilidad de los tres gases tienden a la unidad, es decir se acercan al comportamiento ideal.



Factor de compresibilidad

- Los gases reales muestran marcadas desviaciones respecto de la idealidad, especialmente a altas presiones y bajas temperaturas.
- La magnitud de estas desviaciones, a diferencia del gas ideal, depende de la naturaleza del gas.
- El comportamiento de los gases reales se acerca a la idealidad a presiones bajas y temperaturas moderadamente altas.

Estas desviaciones que experimentan los gases reales se deben a que entre sus moléculas se ejercen fuerzas de atracción conocidas como fuerzas intermoleculares (London, dipolares, enlace de hidrógeno). Cuando se aumenta la presión, las moléculas del gas son obligadas a acercarse, intensificándose las fuerzas de atracción, disminuyendo aún más el volumen y por lo tanto

el factor de compresibilidad. Estas fuerzas de atracción son más efectivas a bajas temperaturas, debido a que las moléculas se mueven más lentamente y en consecuencia interactúan durante mayor tiempo.

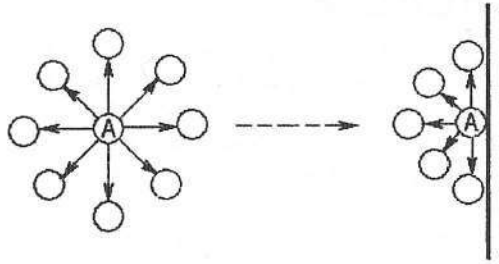
En condiciones de bajas presiones, las moléculas del gas están lo suficientemente separadas como para considerar que las atracciones entre ellas son despreciables. A temperaturas relativamente altas, el movimiento molecular es mayor que a temperaturas bajas y en consecuencia disminuye la fuerza de atracción entre las moléculas.

La ecuación de Van der Waals

El físico holandés J. D. Van der Waals desarrolló en 1873 una ecuación de estado para los gases reales, basándose en las fuerzas de atracción entre las moléculas y sus volúmenes apreciables. La idea es conservar la forma de la ecuación del gas ideal PV = nRT, teniendo en cuenta los efectos mencionados sobre la presión y el volumen.

• Corrección de la presión

Consideremos una molécula A en el interior de un gas, que se halla rodeada por otras moléculas igualmente distribuidas en todas direcciones, de modo que no ejercen una fuerza de atracción resultante sobre A.



Fuerza neta ejercida sobre la molécula A en el interior y sobre la pared del recipiente.

A medida que la molécula A se acerca a la pared del recipiente, aparece una fuerza neta sobre ella. Cuando la molécula A choca con la pared contribuye a la presión que ejerce el gas. Las moléculas vecinas ejercen sobre ella fuerzas de atracción que tienden a separarla de la pared. El resultado neto es que la presión real medida (Pr) es menor que la presión que ejercería un gas ideal (Pid). Es necesario sumar un término de corrección C a la presión real para obtener la presión ideal: Pid = Pr + C

El término de corrección C, que debe expresarse en unidades de presión, es de la forma:

$$C = a\left(\frac{n}{V}\right)^2$$

donde a es una constante de proporcionalidad propia de cada gas, que tiene en cuenta el efecto de la atracción molecular. Reemplazando:

$$Pid = Pr + a\left(\frac{n}{V}\right)^2 \qquad (10)$$

• Corrección del volumen

Debido a que las moléculas del gas real tienen volumen apreciable, se reduce el espacio vacío disponible en que pueden moverse.

Para aplicar la ecuación del gas ideal a un gas real, llamemos Vr al volumen del recipiente que contiene al gas, y Vid al volumen que colocamos en la ecuación del gas ideal. El volumen Vid es menor que el volumen Vr, debido al volumen efectivo ocupado por las moléculas del gas real. Para calcular Vid debemos restar a Vr el volumen ocupado por las moléculas. Este volumen depende de la naturaleza del gas y debe ser proporcional al número de moléculas. El factor de corrección por cada mol de moléculas se denomina covolumen y se simboliza con la letra b. Para n moles de gas real, resulta:

$$Vid = Vr - nb \qquad (11)$$

Si ahora reemplazamos (10) y (11) en la ecuación de los gases ideales:

$$Pid\ Vid = nRT$$

$$\left(Pr + a\frac{n^2}{V^2}\right)(Vr - nb) = nRT$$

Como Vr es el volumen del recipiente, suprimimos el subíndice r y obtenemos la ecuación de Van der Waals para n moles de gas:

$$\left(P + a\frac{n^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

En esta ecuación, es claro que si a = b = 0, obtenemos la ecuación del gas ideal PV = nRT.

La ecuación virial

Como hemos visto, la ecuación de Van der Waals concuerda en gran medida con los hechos experimentales. Esto nos indica que la existencia de fuerzas intermoleculares y del tamaño apreciable de las moléculas de los gases reales usadas en la deducción de dicha ecuación es correcta. Sin embargo, la ecuación tiene desviaciones del comportamiento real que se manifiestan sobre todo a altas temperaturas. Por esta razón se propusieron numerosas ecuaciones de estado, aplicando factores empíricos de corrección a la ecuación de los gases ideales, que representan el volumen real de las moléculas y su atracción mutua.

Una de las mejores aproximaciones fue la ecuación propuesta por H. K. Onnes en 1901, conocida como ecuación virial (fuerza en griego). Es una ecuación muy general y tiene la forma:

$$PV = nRT\left(1 + \frac{B}{V} + \frac{C}{V^2} + \cdots\right)$$

Donde los coeficientes B, C, etc. denominados coeficientes viriales, dependen de la temperatura e incluyen las fuerzas de atracción intermoleculares y el volumen real de las moléculas.

Si $B = C = \cdots = 0$, esta ecuación se convierte en $PV = nRT$, y coincide con la del gas ideal. Esta ecuación es la aproximación más completa para describir el comportamiento real. En efecto, tomando un número suficiente de términos, es posible lograr una buena concordancia entre los valores de presión experimentales y los calculados.

EJERCICIOS

1_ Dadas las siguientes afirmaciones indicar si son verdaderas o falsas.

a) Las sustancias gaseosas ocupan todo el volumen del recipiente que las contiene.
b) Para describir el estado de una determinada cantidad de un gas, es suficiente conocer su presión y temperatura.
c) En condiciones de presión y temperatura ambiente la densidad de los gases es mayor que la de los líquidos o los sólidos.
d) La presión que ejerce un gas en un recipiente se debe al choque entre sus moléculas.

2_ Un locutor de radio anunció que la presión atmosférica era 1009 hPa. Calcular dicho valor en mmHg y en atm.

3_ Los puntos de fusión y de ebullición a presión normal del alcohol etílico son -115°C y 78,0°C respectivamente. Expresar ambos valores en grados Kelvin.

4_ El pentano es un hidrocarburo que se halla en el petróleo. A presión normal es un líquido que hierve a 309 K y solidifica a 143 K. Expresar ambas temperaturas en grados Celsius.

5_ Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

a) Para una cantidad fija de gas mantenida a temperatura constante, la relación P/V es constante.
b) Si se calienta una cantidad fija de gas contenida en un recipiente rígido, aumenta la presión que ejerce.
c) El volumen que ocupa una cantidad fija de gas mantenida a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura expresada en °C.
d) A bajas presiones y temperaturas relativamente altas, los gases se comportan idealmente.

6_ Cierta masa de gas ocupa un determinado volumen en CNPT. Calcular:

a) a qué temperatura debe calentarse para duplicar su volumen a presión constante.
b) la presión que ejerce si se duplica el volumen manteniendo la temperatura.

7_ El amoníaco es un gas incoloro de olor picante, de múltiples aplicaciones industriales. Una cantidad de amoníaco ocupa un volumen de 20,0 dm^3 a 27,0°C y 1520 mmHg. ¿Qué volumen ocupará en CNPT?

8_ En un recipiente de 10,0 L provisto de un émbolo móvil a 27,0°C, se halla cierta cantidad de gas. Calcular la variación de volumen que se producirá si se triplica dicha temperatura, a presión constante.

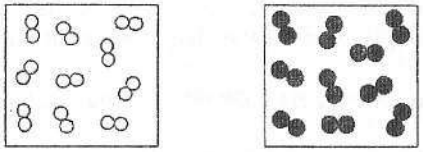
9_ Algunos envases de aerosol pueden explotar si su temperatura excede los 50,0°C. Si un envase de aerosol soporta una presión de 2229 hPa a 25°C, determinar la presión máxima que puede soportar sin que explote.

10_ Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

a) El valor de la constante R del gas ideal es independiente de la naturaleza del gas.
b) El valor de la constante R depende de las condiciones de P y T.
c) Un mol de moléculas de agua en CNPT, ocupa 22,4 L.
d) El volumen molar de una sustancia depende únicamente de su estado de agregación.

e) El volumen molar es el volumen que ocupan $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de cualquier sustancia molecular.
f) Un mol de moléculas de H_2O (l) contiene el mismo número de moléculas que un mol de moléculas de CH_4(g).

11_ Los esquemas siguientes representan dos recipientes (1 y 2) de igual volumen, que contienen ínfimas porciones de gas F_2 y de gas Cl_2 respectivamente, a la misma temperatura.



1 2

moléculas del gas F_2 *moléculas del gas Cl_2*

a) Comparar sus presiones. b) Comparar sus densidades.

12_ Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen CH_4 (g) y O_2 (g) respectivamente, en iguales condiciones de presión y temperatura. Calcular:
a) el cociente entre las cantidades de moléculas de CH_4 y de O_2.
b) el cociente entre el número total de átomos contenidos en el CH_4 y en el O_2.
c) la relación entre la masa de O_2 y la de CH_4.

13_ La masa de CH_4 (g) contenida en un recipiente A es doce veces mayor que la de H_2 (g) contenida en otro recipiente B, en iguales condiciones de presión y temperatura. Calcular la relación entre los volúmenes de ambos recipientes.

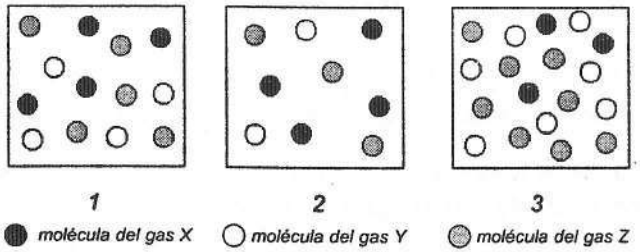
14_ Una lamparita de luz consiste en una ampolla de vidrio que contiene un filamento de tungsteno y un gas inerte, para atenuar su volatilización cuando se pone incandescente. Una lamparita, cuya ampolla es de 200 cm^3, contiene $4{,}00 \times 10^{-4}$ g de argón. ¿Cuál es la presión del argón en la ampolla a 27,0°C?

15_ Un recipiente cerrado de vidrio de 10,0 L, contiene 2,00 moles de moléculas de oxígeno a 38,0°C. Calcular la máxima masa de dicho gas que puede agregarse a esa temperatura sin que se rompa el recipiente, si éste resiste una presión máxima de 10,2 atm.

16_ Un recipiente de 1000 cm^3 contiene 1,30 g de un gas a 868 mmHg y 27,0°C. Calcular:
a) la densidad del gas en esas condiciones.
b) la masa molar del gas.

17_ Calcular la densidad del SO_2 (g) a 27,0°C y 1520 hPa.

18_ Los esquemas siguientes representan tres recipientes (1, 2 y 3) de igual volumen que contienen una minúscula porción de una mezcla de tres gases (X, Y, Z), todos a la misma temperatura.

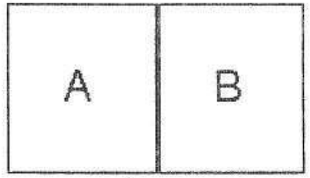


a) comparar las presiones parciales del gas X en los recipientes 1 y 2.
b) indicar en cuál de los recipientes la presión parcial del gas Y es menor.
c) ¿en qué recipiente la densidad de la mezcla gaseosa es mayor?

19_ Un tubo fluorescente de 1,20 m de largo y 38,0 mm de diámetro interno, contiene 2,96 mg de una mezcla formada por iguales masas de argón y neón. Calcular la presión que ejerce la mezcla gaseosa a 25,0°C.

20_ Se colocan 45,0 g de un compuesto gaseoso formado por carbono e hidrógeno que contiene 80,0% de C, en un recipiente rígido a 63,0°C y 523 mmHg de presión. La densidad del compuesto gaseoso en esas condiciones es 0,750 g dm^{-3}. Calcular:
a) el volumen del recipiente.
b) la masa molar del compuesto.
c) la densidad del compuesto en CNPT.
d) la presión parcial del compuesto si se agregan 1,50 moles de gas neón a la misma temperatura.

21_ En la figura se representa un recipiente separado por un tabique en dos compartimientos iguales (A y B). En el compartimiento A hay nitrógeno gaseoso a 1,00 atm. El B contiene gas hidrógeno a 2,00 atm y a la misma temperatura. Se levanta el tabique y se produce la mezcla a temperatura constante. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:



a) las presiones parciales de ambos gases son iguales.
b) la presión parcial del nitrógeno es la mitad que la del hidrógeno.
c) la presión total es 3,00 atm.
d) la presión parcial del nitrógeno es el doble que la del hidrógeno.
e) el número de moléculas de hidrógeno es el doble que el de nitrógeno.

22_ El aire es una mezcla gaseosa formada esencialmente por 75,6% de nitrógeno, 23,1% de oxígeno y 1,30% de argón, todos porcentajes en masa. Teniendo en cuenta que en un recinto de 3,00 m x 4,00 m y 2,00 m de alto hay 28,7 kg de aire a 25,0°C, calcular:
a) la densidad del aire en esas condiciones.
b) la presión parcial que ejerce cada gas.
c) la presión total.

23_ Un recipiente rígido a una temperatura de 15,0°C, contiene 2,00 g de H_2 (g) y una cierta masa de NH_3 (g) en la que hay 9,0 x 10^{21} átomos de N. La densidad de la mezcla gaseosa en esas condiciones es 0,750 g.dm^{-3}. Calcular:

a) el volumen del recipiente.

b) la presión que soporta el recipiente.

24_ Un recipiente provisto de un émbolo móvil contiene 28,0 g de N_2 (g) a 32,0°C y 1,25 atm. Se agregan 1,50 moles de un gas X_n manteniendo la temperatura, y el volumen se expande hasta que la presión final es igual a la inicial. Sabiendo que la masa total de la mezcla gaseosa es 100 g, calcular:

a) Cuántos moles de moléculas hay en la mezcla.

b) la variación de volumen producida luego del agregado del gas X_n.

c) la masa molar del gas X_n.

d) la presión parcial del gas X_n en la mezcla.

e) la densidad de la mezcla gaseosa en las condiciones finales.

RESPUESTAS A LOS EJERCICIOS

2_ 757 mmHg y 0,996 atm

3_ 158 K y 351 K

4_ 36°C y -130°C

6_ a) 273°C b) 380 mmHg

7_ 36,4 dm^3

8_ 1,80 L

9_ 2416 hPa

11_ a) iguales b) $\delta (Cl_2) = 1,87\ \delta (F_2)$

12_ a) 1 b) 2,5 c) 2,0

13_ V (A) / V (B) = 1,50

14_ 0,935 mmHg

15_ 64,0 g

16_ a) 1,30 g/dm^3 b) 28,0 g/mol

17_ 3,90 g/dm^3

18_ a) iguales b) 2 c) 3

19_ 1,50 mmHg

20_ a) 60,0 L b) 30,0 g/mol c) 1,34 g/dm^3 d) 523 mmHg

22_ a)1,18 g/dm^3
b) p (N_2) = 0,789 atm p (O_2) = 0,211 atm p (Ar) = 9,50 10^{-3} atm
c) P = 1,01 atm

23_ a) 3,00 dm^3 b) 7,99 atm

24_ a) 2,50 b) 30,0 dm^3 c) 48,0 g/mol d) 0,750 atm e) 2,00 g/dm^3